Laien-Chemie

oder

Leichtfaßliche, an einfache Versuche geknüpfte Darstellung

der

Hauptlehren der Chemie

für

Gebildete aller Stände

insbesondere für

Lehrer, Oeconomen und Gewerbtreibende.

Von

Emil Postel.

Mit in den Text gedruckten Holzschnitten.

Langensalza.
Schulbuchhandlung d. Th. L. V.
1857.

Vorwort.

Wer in unseren Tagen auf den Namen eines Gebildeten Anspruch machen will, darf in den Naturwissenschaften, darf insbesondere auf dem Gebiete der Chemie kein Fremdling sein. Der Schöpfer hat ein großes Buch vor uns aufgeschlagen, welches nächst der heiligen Schrift die reichste Fülle seiner Offenbarung enthält. Ist es wohl eines Menschen würdig, dasselbe unbeachtet zu lassen? Ist es nicht vielmehr eines Jeden heilige Pflicht, darin zu forschen nach dem Maaße der ihm verliehenen Kraft? — Allerdings sind nur Einzelne befähiget und berufen, sich in die geheimnißvollen Tiefen der Natur zu versenken, und eine köstliche Perle nach der andern an das Licht zu fördern; Alle aber sollten die wichtigsten Ergebnisse solcher Forschungen kennen lernen, selbst wenn sie keinen andern Gewinn davon hätten, als daß ihr Geist dadurch auf eine höhere Stufe seiner Ausbildung erhoben würde. Kommt nun aber noch hinzu, daß die Naturwissenschaft überhaupt, so wie die Chemie insonderheit tief in das Leben eingreift, daß ihre Lehren von der höchsten praktischen Bedeutsamkeit sind, daß durch sie der Ackerbau und die Gewerbe einer immer steigenden Vervollkommnung entgegengeführt werden; erwägt man, daß der in

ihre Geheimnisse nicht Eingeweihete die täglich und stündlich ihn umgebenden Erscheinungen ohne Verständniß anschaut, und selbst die Mehrzahl der in seinem Berufsleben ihm obliegenden Thätigkeiten nur wie eine bewußtlose Maschine verrichtet: wer könnte dann noch zögern, mit dem wunderbaren Treiben der Naturkräfte nähere Bekanntschaft zu machen!

Das Streben nach solcher Erkenntniß wird auch in der That immer allgemeiner, namentlich in dem ehrenwerthen Kreise der Gewerbtreibenden, denn wir lesen fortwährend in den öffentlichen Tagesblättern Berichte über zahlreich besuchte, die Chemie betreffende Vorträge in Gewerbevereinen und anderen Versammlungen.

Allein das gehörte Wort entschwindet nur allzuleicht dem Gedächtnisse, überdies ist nicht Jeder in der Lage, an solchen belehrenden Zusammenkünften Theil zu nehmen. Nur wenige Volksschullehrer können sich in ihrer beschränkten und vielseitig in Anspruch genommenen Vorbildungszeit die ihnen doch vor vielen Andern nothwendigen Kenntnisse aus dem grenzenlosen Gebiete der Naturwissenschaften aneignen, am allerwenigsten aus der auf den Lectionsplänen der Seminarien keine Stelle findenden Chemie. Mithin ist das Studium geeigneter Schriften für Viele der einzige Weg der Belehrung.

Doch nicht jedes Buch, welches die Anfangsgründe der Chemie zu lehren verspricht, bietet demjenigen, welchem eine tiefere wissenschaftliche Bildung abgeht und welchem überdies keine bedeutenden Geldmittel zu Gebote stehen, was er bedarf. Bald haben die Verfasser nicht vermocht, oder vielleicht nicht beabsichtiget, ihrer gelehrten Ausdrucksweise zu entsagen, und der einfachste der von ihnen angegebenen Versuche scheint ohne die zusammengesetztesten und kostbarsten Apparate nicht ausführbar; bald haben sie trockene, eine

mehr oder minder genaue Kenntniß der Wissenschaft bereits voraussetzende Compendien geschrieben, welche der einen freundlichen und verständlichen Führer suchende Anfänger mit getäuschter Hoffnung bei Seite legt; bald ist der Preis solcher Schriften für den Unbemittelten zu hoch. Aus letzterem Grunde bleibt z. B. die treffliche „Schule der Chemie von Dr. Stöckhardt" großen Kreisen unzugänglich, denn nur wenige strebsame Lehrer und wißbegierige Gewerbtreibende vermögen in unsern bedrängten Zeiten zwei Reichsthaler auf ein Buch zu verwenden, welches überdies die Anschaffung eines mindestens $4^1/_2$ Thaler kostenden Apparates erheischt.

Diese Erwägungen bestimmten den Verfasser, ein Büchlein zu bearbeiten, welches bei einem möglichst billigen Preise, wie ihn die Verlagshandlung bei allen ihren Ausgaben festzustellen gewohnt ist, und mittelst einer nicht zu großen mit den allereinfachsten Apparaten auszuführenden Anzahl von Versuchen dennoch im Stande wäre, demjenigen, der die Chemie nicht zu seinem Lebensberufe erwählt hat, die für jeden Gebildeten unentbehrlichen Kenntnisse aus dieser Wissenschaft mitzutheilen. Dabei sollte die technische Anwendung der chemischen Stoffe und Kräfte, soweit es die erforderliche Beschränkung des Raumes gestattete, vorzüglich berücksichtiget werden.

Ob die vorliegende Schrift ihrem Zwecke entspreche, mögen die geneigten Leser entscheiden. Die Quellen, aus denen der Verfasser schöpfte, waren vorzüglich die trefflichen Lehrbücher von Dr. Adolph Duflos, die aber für einen andern Kreis berechnet sind; auch einem kleinen, aber inhaltsreichen Büchlein, dem bei Weber in Leipzig erschienenen Katechismus der Chemie von Dr. Hirzel, verdankt er mannigfache Belehrung; in der Darstellungsweise ist Dr. Stöckhardt sein Vorbild gewesen.

Schließlich noch eine Bemerkung. Der Verfasser hat es absichtlich unterlassen, öftere Hinweisungen auf die Herrlichkeit Gottes in der Natur einzuflechten, einmal, weil es bei jeder Zeile hätte geschehen müssen, zum Andern, weil die Chemie selbst so laut prediget: „Die Thoren sprechen in ihrem Herzen: es ist kein Gott!" daß es besonderer Andeutungen wahrlich nicht bedarf.

Somit sei das Büchlein einer freundlichen Aufnahme herzlich empfohlen!

Inhalt.

Zweiter Abschnitt.

Die Metalle.

Zweiter Haupttheil. Die organische Chemie.

Erster Abschnitt.

Die Pflanzen-Chemie.

Zweiter Abschnitt.

Die Thier-Chemie.

Einleitung.

1. Das Gebiet der Chemie.

Jeder Stoff, welcher einen Raum erfüllt, heißt ein physischer Körper. Die Gesammtheit aller Körper, die Körperwelt, bezeichnet man mit dem Namen Natur. Die Wissenschaft von der Körperwelt führt daher den Namen Naturwissenschaft. Ein Zweig derselben ist die Chemie.

Von dem physischen Körper unterscheidet man den mathematischen, worunter man einen des Stoffes (der Materie) gänzlich ermangelnden, allseitig begrenzten Raum versteht. Da es in der Wirklichkeit einen solchen stofflosen Raum nicht giebt, so ist der mathematische Körper kein wirklich existirendes, sondern nur ein Gedankending, ein Abstractum.

Die der Erde angehörenden physischen Körper sind entweder organische oder unorganische.

Unter organischen Körpern versteht man solche, welche ein inneres Leben offenbaren, indem sie mittelst besonderer Werkzeuge (Organe) äußere Stoffe in sich aufnehmen und dieselben verändern und verarbeiten. Hieher gehören die Thiere, welche mit Empfindung und willkührlicher Bewegung begabt sind, und die Pflanzen, welche diese beiden Lebensäußerungen nicht zeigen.

Die unorganischen (anorganischen) Körper haben kein inneres Leben. Sie kommen in drei verschiedenen Zusammenhangs- oder Aggregatsformen vor. Man nennt sie:

fest oder starr, wenn sie bestimmte Formen haben, und wenn ihre Theile so innig zusammenhängen, daß sie sich nur gewaltsam trennen lassen, z. B. Steine, Thon, Butter;

tropfbar flüssig, wenn sie keine bestimmte Form haben, sondern die Gestalt des Raumes annehmen, welcher sie umschließt; wenn sich ihre Theile leicht verschieben oder trennen lassen und in kleinen Mengen Tropfen bilden, z. B. Wasser, Wein, Milch;

luftförmig, wenn sie das Bestreben äußern, sich in einen immer größeren Raum auszudehnen, z. B. die atmosphärische Luft.

Die Naturkörper unterliegen vielfachen Veränderungen, von denen manche dem Gebiete der Chemie angehören, andere nicht.

Schlägt man mit einem Hammer so heftig auf einen Stein, daß er in Stücke zerspringt, so ist offenbar eine Veränderung mit demselben vorgegangen. Diese betrifft den Zusammenhang seiner Theile und seine Gestalt, aber das Wesen des Stoffes, aus welchem der Stein besteht, ist unverändert geblieben. Mit der Betrachtung solcher mechanischen Theilungen beschäftigt sich die Chemie nicht.

Streicht man eine Stahlnadel mit einem Magneten, so wird sie selbst magnetisch und zieht das Eisen an. Es ist ihr mithin eine Kraft mitgetheilt worden, welche sie zuvor nicht besaß; allein mit dem Stoffe, aus welchem sie besteht, ist keine Veränderung vorgegangen, derselbe besitzt vielmehr noch alle die Eigenschaften, welche er zuvor hatte. Das Magnetisiren einer Stahlnadel gehört nicht in den Kreis der Betrachtungen, welche die Chemie anstellt.

Zündet man aber Weingeist (Spiritus) an, so verschwindet derselbe allmählig, indem er sich unter Entwickelung von Licht und Wärme in unsichtbare, luftförmige Stoffe auflöset, welche weder den Geruch noch den Geschmack, weder die Farbe noch die Schwere und keineswegs die berauschende Kraft des Weingeists haben. Ein solcher Vorgang, bei welchem das Wesen eines Stoffes verändert wird, gehört in das Gebiet der Chemie und heißt ein chemischer Prozeß.

Während in dem so eben erwähnten Falle ein Körper in seine Bestandtheile zerlegt wird, entsteht ein anderes Mal durch die Verbindung vorher getrennter Stoffe ein ganz neuer Körper, welcher ganz andere Eigenschaften hat, als die ihn bildenden Stoffe vor ihrer Vereinigung offenbarten. Besprengt man z. B. ein Stückchen gebrannten Kalk mit Wasser, so verschwindet letzteres, indem es sich mit dem Kalk verbindet. Dabei wird der Kalk heiß, bläht sich auf, zerspringt in Stücke und zerfällt endlich in ein trocknes, staubiges Pulver, welches man gelöschten Kalk nennt. Dieser ist mit ganz anderen Eigenschaften begabt, als diejenigen waren, welche der gebrannte Kalk und das Wasser zeigten, ehe sie sich mit einander verbanden. Das Löschen des Kalkes ist mithin ein chemischer Prozeß.

Die beiden vorstehenden Beispiele von chemischen Prozessen lehren uns, daß die Chemie zusammengesetzte Körper in die Stoffe zerlegt, aus denen sie bestehen, — dies ist die chemische Analyse — und daß sie Körper dergestalt verbindet, daß durch ihre Vereinigung neue Körper entstehen, welche nicht mehr die Eigenthümlichkeiten der Bestandtheile zeigen, — dies ist die chemische Synthese.

Der Name Chemie stammt wahrscheinlich ab von Chemia, d. i. das Schwarze. So nannte man Aegypten wegen seines schwarzen Bodens. In diesem Lande

kannten schon im grauen Alterthume die Gelehrten des Volkes, die Priester, chemische Künste. Das Wort Chemie würde demnach bedeuten: die Wissenschaft des schwarzen Landes d. i. Aegyptens. Bekanntlich nannte man auch in Deutschland früher diejenigen, welche wirklich oder nach der Meinung des Volkes im Besitze geheimer Wissenschaft und Kunst waren, Schwarzkünstler. — Zuweilen findet man auch die Schreibart: Chymie. Dieses Wort ist griechischen Ursprungs, und bedeutet die Kunst zu schmelzen. (S. Duflos Anfangsgründe der Chemie.)

2. Die Elemente.

Wie oben erwähnt wurde, ist es die Aufgabe der chemischen Analyse, zusammengesetzte Körper in ihre Bestandtheile zu zerlegen. Bei diesem Geschäfte kommt man allezeit, man möge zerlegen, welchen Körper man auch wolle, zuletzt auf gewisse Stoffe, welche sich entweder wirklich nicht weiter zerlegen lassen, oder die man wenigstens bis jetzt nicht weiter zerlegen konnte. Man betrachtet daher dieselben als einfache, nicht zusammengesetzte Stoffe, und nennt dieselben Grundstoffe oder Elemente.

In früherer Zeit meinte man, es gebe vier solche unzerlegbare Stoffe oder Elemente: Feuer, Wasser, Luft und Erde.

Jetzt weiß man, daß dies sämmtlich nicht Elemente sind. Das Feuer ist gar kein besonderer Körper, sondern es ist nur eine bei vielen chemischen Prozessen erscheinende Verbindung von Licht und Wärme. Das Wasser wird uns weiter unten als ein aus zwei verschiedenen Luftarten, dem Sauerstoff und dem Wasserstoff, zusammengesetzter Körper dargestellt werden, ist mithin kein Element. Eben so wenig sind es die atmosphärische Luft und die Erde, wie uns im Verlauf unserer Betrachtungen klar werden wird.

Gegenwärtig kennt man 64 Elemente, aus denen alle irdischen Körper zusammengesetzt sind, doch ist diese Zahl nicht als abgeschlossen anzusehen, da noch immer neue Grundstoffe endeckt werden. Viele derselben kommen äußerst selten vor, sind daher namentlich für Denjenigen unwichtig, der sich nur einen Ueberblick der Hauptsachen auf dem Gebiete der Chemie verschaffen will; andere dagegen haben die höchste Bedeutsamkeit im Haushalte der Natur, und wir werden dieselben bald näher kennen lernen.

Vorläufig sei nur bemerkt, daß alle Metalle zu den Elementen gehören, — Gold, Silber, Kupfer, Eisen, Zinn, Zink u. s. w. sind mithin einfache, unzerlegbare Grundstoffe.

Außer diesen giebt es noch eine Anzahl theils fester (starrer), theils tropfbar-flüssiger, theils luftförmiger, theils nach Umständen in verschiedenen Aggregats-Zuständen vorkommender Körper, welche gleich den Metallen Elemente sind, und daher Metalloïde d. h. metallähnliche Körper oder auch Nichtmetalle genannt werden. Mit Letzteren, zu denen z. B. der Sauerstoff, der Kohlenstoff, der Schwefel u. A. gehören, werden wir unsere Betrachtungen beginnen.

3. Chemische Experimente.

Unsere Kenntnisse von den Naturkörpern und ihren Kräften gründen sich theils auf Beobachtungen, d. h. auf die Betrachtung der ohne unser Zuthun eintretenden Veränderungen der Körper, theils auf Versuche oder Experimente, d. h. auf die Betrachtung des Verhaltens der Körper in Zuständen, in welche wir selbst sie absichtlich versetzt haben.

Wer z. B. wahrnimmt, daß ein brennendes Licht allmählig verschwindet, stellt eine Beobachtung an; wer aber Wasser in einem Gefäß an das Feuer setzt, um zu sehen, was mit demselben vorgehen werde, stellt einen Versuch an, er experimentirt.

Ohne Anstellung von Experimenten ist das Studium der Chemie eine saure und dabei fruchtlose Arbeit. Wir werden daher im Folgenden eine faßliche Anweisung zur Anstellung der einfachsten Versuche geben, aus denen die Grundlehren der Chemie klar und deutlich hervorgehen, und an welche sich weitere Belehrungen anknüpfen werden.

4. Apparat.

Um experimentiren zu können, bedürfen wir einiger Vorrichtungen und Geräthschaften — eines Apparates — doch werden wir uns auf das Unentbehrlichste beschränken, was man für wenige Silbergroschen theils in Glashandlungen, theils durch Vermittelung eines gefälligen Apothekers erlangen, theils selbst anfertigen oder durch Handwerker anfertigen lassen kann. Auch die Stoffe (Chemikalien), mit denen wir experimentiren wollen, sind in jeder Apotheke, zum Theil in jedem Kaufladen, meist für wenige Pfennige zu bekommen.

Man verschaffe sich also:

1) einige Probirgläser (Probircylinder), walzenförmige, 6—8 Zoll lange, etwa einen halben Zoll weite Glasgefäße (s. Fig. 1.) mit einem halbkugeligen Boden, welcher möglichst dünn ist, weil er dann auch bei sehr starker Erhitzung nicht leicht zerspringt; das Stück kostet höchstens einen Silbergroschen;

Fig. 1.



Fig. 2.



2) einige Kochfläschchen (Stehkolben), flaschenförmige Gläser (siehe Figur 2.), ebenfalls mit sehr dünnem, gewölbtem Boden; das Stück kostet 2—3 Silbergroschen;

3) eine Anzahl gewöhnlicher Arzneigläser (Medizinfläschchen) von verschiedener Größe, und mehrere größere Flaschen und Glaskrausen, wie sie jede Haushaltung darbietet.

Wo möglich seien die unter 1—3 genannten Gegenstände von weißem Glase, doch genügen im Nothfalle auch die wohlfeileren von grünem Glase.

4) einen Trichter von Glas, Porzellan oder Steingut; — metallne Trichter werden von vielen Stoffen angegriffen oder zerfressen;

5) eine Anzahl gläserner Röhren von verschiedener, etwa 1—3 Linien betragender Weite mit nicht zu starken Wänden; eine solche, mehrere Fuß lange Röhre kostet höchstens einen Silbergroschen;

6) eine Weingeistlampe, am besten von Glas (siehe Figur 3.), — im Nothfalle genügt ein Dintenfaß, auf welches man vom Klemptner einen Dochthalter und einen Deckel * von Blech besorgen läßt, — auch kann die ganze Lampe von Blech sein, und sind dergleichen bei jedem Klemptner vorräthig;

Fig. 3.



7) einige Porzellanschalen, statt deren gute Untertassen gebraucht werden können, obschon dieselben, wenn sie stark erhitzt werden, wegen der abgesetzten Kanten an der Unterfläche leichter zerspringen;

8) einen kleinen Mörser, wo möglich von Serpentin, wie ihn die Apotheker haben, nebst dem dazu gehörigen Pistill (Stempel);

9) einen Vorrath von Korken (Flaschenpfropfen) in verschiedener Stärke;

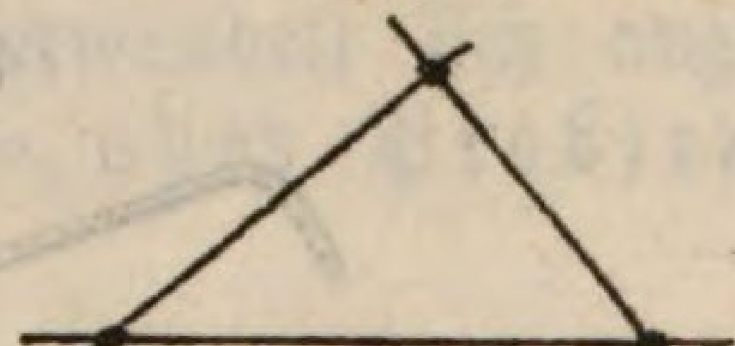
10) eine runde Korkfeile, die man in jeder Eisenhandlung findet;

11) einen Dreifuß, den der Klemptner anfertiget (s. Figur 4.), und der so hoch sein muß, daß die Lampe bequem untergesetzt werden kann, ohne daß das Docht derselben ein auf den Dreifuß stehendes Gefäß berührt; dazu mache man sich einige Dreiecke von Drath (s. Fig. 5.), welche man auf den Dreifuß legt, sobald man ein Töpfchen oder ein Kochfläschchen auf denselben stellen will;

Fig. 4.



Fig. 5.

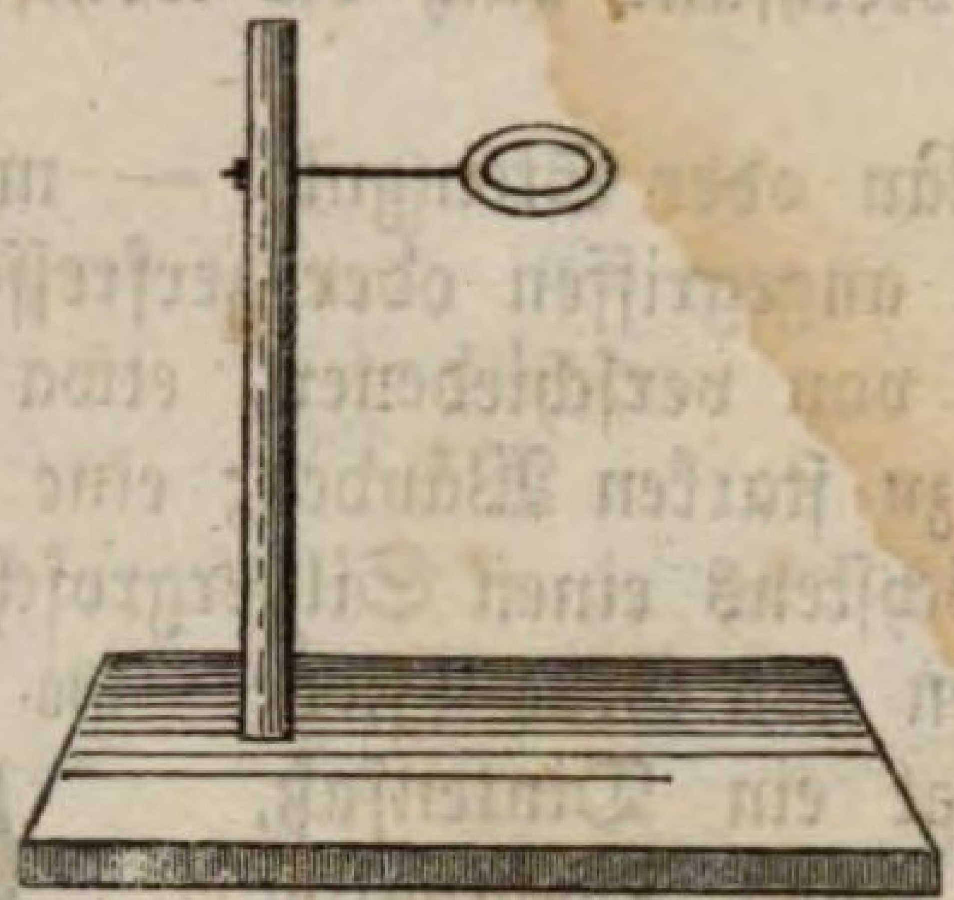


12) ein chemisches Stativ (einen Retortenhalter). In seiner einfachsten Gestalt wird dieses Geräth, welches man sich übrigens in jeder Apotheke ansehen kann, folgendermaßen hergestellt. In einem etwa einen Fuß langen, halb so breiten und ungefähr zwei Zoll starken Brettchen von schwerem Holze bringt man etwa zwei Zoll von der einen schmalen Seite entfernt und in gleicher Entfernung von den beiden langen Kanten eine Vertiefung an, in welche man

* Dieser ist nothwendig, weil sonst der theure Spiritus zu rasch verdunstet.

eine 18 Zoll hohe, $1^1/_2$ Zoll breite und einen Zoll dicke Säule senkrecht einleimt. Diese Säule wird an verschiedenen Stellen von vorn nach hinten durchbohrt, so daß ein ziemlich starker Drath durch die Bohrlöcher gesteckt werden kann. Man legt einige etwa 8 Zoll lange Stücke passenden Eisendrathes in den Ofen auf glühende Kohlen, wodurch das Eisen seine Sprödigkeit verliert. Nach dem Erkalten biegt man das eine Ende zu einem einfachen oder doppelten Ringe um, der gerade so weit ist, daß er die hindurchzusteckenden Probirgläser oder Kochfläschchen oben festhält. Nun befestigt man das andere Ende des Drathes in einem der Bohrlöcher des Stativs in solcher Höhe, daß die Lampe bequem unter das in dem Ringe hängende Gefäß gestellt werden kann. (S. Figur 6.)

Fig. 6.



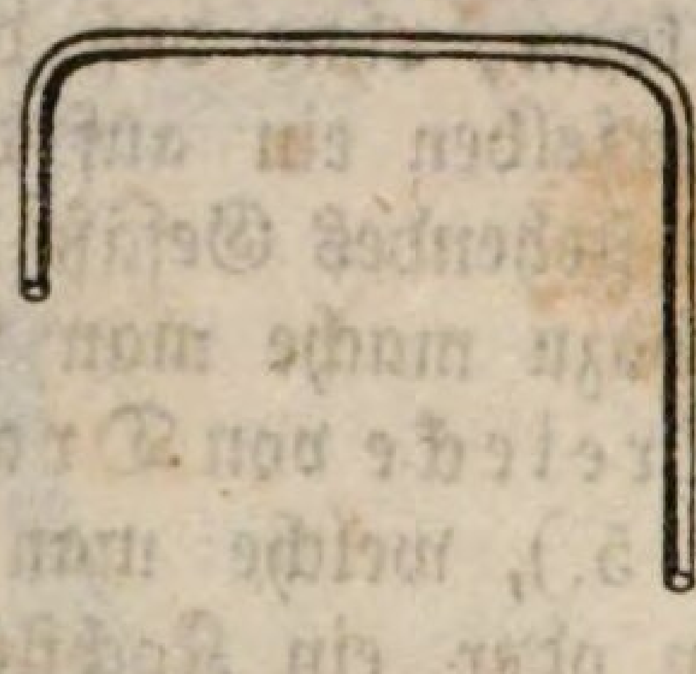
Die käuflichen Glasröhren sind gewöhnlich von ansehnlicher Länge, man muß sie daher zerbrechen, um Stücke von $1—1^1/_2$ Fuß Länge zu erhalten. Damit sie dabei nicht zersplittern, fahre man an der bestimmten Stelle mit der Kante einer feinen Feile mehrmals hin und her, sie brechen dann dort leicht.

Zu vielen Versuchen bedarf man gebogener Glasröhren, namentlich in den beiden durch die Figuren dargestellten Gestalten, die wir als S-förmige (Figur 7.) und zweischenkelige (Figur 8.) unterscheiden wollen.

Fig. 7.



Fig. 8.



Das Biegen der Glasröhren ist, vorausgesetzt, daß sie nicht allzustarke Wände haben, sehr leicht zu bewerkstelligen.

Wir setzen zunächst die Weingeistlampe in brauchbaren Stand, indem wir ein etwa zwei Fuß langes, aus Baumwollenfäden gebildetes Docht in dieselbe bringen, sie mit starkem Brennspiritus — doch nicht bis oben an — füllen und das Docht anzünden.

Man wendet bei den chemischen Experimenten statt einer Talg- oder Oelflamme die Weingeistflamme an, weil sie keinen Ruß absetzt, mithin die zu erwärmenden Gegenstände nicht schwärzt.

Nun halten wir diejenige Stelle der Glasröhre, wo die Biegung gemacht werden soll, in den oberen Theil der Flamme, hüten uns aber sorgfältig, das stets kalte Docht mit dem Glase zu berühren. Indem die Röhre langsam gedreht wird, fängt sie an zu glühen, und kann mittelst beider Hände bequem in beliebiger Weise gebogen werden. Ist dies geschehen, so nimmt man sie aus der Flamme, legt sie aber nicht sogleich hinweg, weil sie sonst zerspringt.

Warum kann man die Glasröhre mittelst der bloßen Hände in die Flamme halten, ohne sich zu verbrennen, während dies bei einer metallenen Röhre sofort geschehen würde? — Antwort: Glas ist ein schlechter Wärmeleiter, Metall ein guter.

Bei vielen unserer Versuche werden wir blaues und rothes Lakmuspapier (sogenanntes Probirpapier) gebrauchen. Um dies darzustellen, kaufen wir in einer Specerei- oder Farbenhandlung etwas Lakmus, vielleicht ein Loth. Dies ist ein aus dem Pflanzenreiche stammender blauer Farbestoff, welcher in kleinen Stückchen im Handel vorkommt (s. Pflanzen-Chemie Kap. 9.). Wir übergießen denselben in einem Fläschchen mit Wasser *, schütteln tüchtig um, und lassen die Flüssigkeit so lange stehen, bis sie schön blau erscheint. Filtriren wir sie hierauf, so haben wir blaue Lakmus-Tinktur. Wir gießen dieselbe auf einen flachen Teller, und färben schmale, lange Streifen von weißem Briefpapier damit blau, lassen sie trocknen und bewahren sie als blaues Lakmuspapier (blaues Probirpapier) auf. Mit der Zeit wird es röthlich und ist dann zum Gebrauche untauglich, muß also durch frisch bereitetes ersetzt werden.

Einen Theil der blauen Papierstreifen ziehen wir, nachdem sie völlig getrocknet sind, durch Essig. Die blaue Farbe verwandelt sich augenblicklich in Roth. Auch dieses rothe Lakmus- oder Probirpapier wird aufbewahrt.

Damit es uns bei verschiedenen späteren Versuchen zur Hand sei, kaufen wir in der Apotheke:

1) ein Fläschchen (vielleicht ein Viertelpfund) englische Schwefelsäure, mit welcher wir sehr vorsichtig umzugehen haben, da ein auf die Kleider kommender Tropfen einen rothen Fleck macht und wohl gar ein Loch verursacht; auf der Haut erregt sie empfindlichen Schmerz (s. Versuch 60);
2) ein Fläschchen Kalilauge;

* In der Regel muß zu chemischen Versuchen destillirtes Wasser genommen werden, doch genügt es für uns, wenn wir gekochtes und wieder erkaltetes Wasser anwenden.

3) ein Stückchen Phosphor — etwa für einen Silbergroschen. Letzteren höchst gefährlichen Körper, welchen wir später genauer betrachten und besprechen wollen, erhalten wir in einem Gläschen oder in einer kleinen Steinkruke unter Wasser, und so muß er stets aufbewahrt werden, weil er sich an der Luft leicht entzündet.

Man gewöhne sich von vorn herein, jedes Chemikalien enthaltende Gefäß mit einer Signatur zu versehen, und da die meisten der zu verwendenden Stoffe in der Hand des Unkundigen gefährlich werden können, so halte man sie stets in einem Unberufenen unzugänglichen Schranke verschlossen.

Ferner bereiten wir eine Flasche Kalkwasser. Wir besprengen ein Stück gebrannten Kalk mit Wasser, bis es in ein trocknes Pulver verwandelt ist. Dieses schütten wir in eine Flasche, füllen dieselbe mit (vorher abgekochtem) Wasser, verkorken sie und schütteln sie wiederholt tüchtig um. Darauf lassen wir das Gefäß ruhig stehen, bis die Flüssigkeit vollkommen klar ist, und gießen dann dieselbe vorsichtig von dem Bodensatze ab in eine andre Flasche, welche fest verkorkt wird.

---

5. Eintheilung der Chemie.

Die Chemie untersucht sowohl die der organischen Welt (dem Thier- und Pflanzenreiche) angehörenden, als die unorganischen Körper. Es giebt demnach eine Chemie des Organischen und eine Chemie des Unorganischen, oder, wie man gewöhnlich, wenn auch nicht ganz richtig, sagt, die Chemie zerfällt in die organische und unorganische Chemie. Mit der letzteren beginnen wir unser Studium.

Erster Haupttheil.

Die organische Chemie.

Erster Abschnitt.

Die Metalloide oder Nichtmetalle.

Erstes Kapitel.

Der Sauerstoff.

1. Die Gewinnung des Sauerstoffes.

Bevor wir an die Entwickelung des Sauerstoffes gehen, besorgen wir uns noch einige Gegenstände, deren wir bei den anzustellenden Experimenten bedürfen, und zwar:

1) Mehrere nicht zu kleine Arzneiflaschen von weißem Glase mit möglichst weitem Halse, und zu jeder einen gut passenden Kork.

2) Ein kleines, halbkugelförmiges Schälchen von Eisenblech oder Thon, welches sich bequem in die Arzneiflaschen senken läßt; in Ermangelung eines eisernen oder irdenen Schälchens kann man leicht eins aus einem Stückchen Kreide anfertigen. Um das Schälchen legt man einen geglühten Drath, und biegt denselben so, daß das Schälchen senkrecht hängt, wenn man ihn an seinem freiem Ende faßt. Letzteres wird durch eine Korkscheibe, die man aus einem starken Pfropf geschnitten hat, gesteckt und so umgebogen, daß, wenn man die Korkscheibe auf eins der Fläschchen legt, das Schälchen innerhalb desselben etwa einen Zoll über dem Boden wagrecht hängt.

3) Ein Stückchen Stangenschwefel, oder in dessen Ermangelung einige Schwefelfäden.

4) Eine Uhrfeder, dergleichen man bei jedem Uhrmacher fast umsonst bekommt. Man glüht dieselbe in der Weingeistflamme aus, wodurch sie ihre Elasticität verliert, und sich leichter handhaben läßt. Hierauf putzt man sie mit Sand blank, windet ihren unteren Theil mehrere Male um einen Blei- oder Schieferstift, so daß eine Anzahl spiralförmiger Windungen entstehen, befestigt in diese ein Stückchen Feuerschwamm, und steckt das andere Ende, wie oben unter 3) beschrieben worden, durch eine Korkscheibe, so daß die Windungen etwas unter die Mitte eines der Fläschchen zu hängen kommen. In Ermangelung einer Uhrfeder kann man ein Stück Eisendrath ebenso behandeln.

5) Eine halbe Unze (ein Loth) chlorsaures Kali, welches man in der Apotheke erhält, und dort sofort mit dem gleichen Gewichte Braunstein zu einem feinen Pulver zusammenreiben läßt. Will oder muß man das Verreiben der beiden Stoffe selbst vornehmen, so sei man sehr vorsichtig, da heftig geriebenes chlorsaures Kali zuweilen gefährlich explodirt; am besten geschieht das Reiben in einer Untertasse mit dem angefeuchteten Finger.

Versuch 1. Nunmehr stellen wir den Apparat zum Auffangen des Sauerstoffgases zusammen. Zunächst versehen wir ein Probirglas mit einem passenden Korke, den wir recht weich klopfen, damit er gut schließe, ohne die schwachen Wände des Glases zu zersprengen. Der Kork wird wieder herausgenommen, und mittelst der Korkfeile senkrecht von oben nach unten durchbohrt, so daß eine S-förmig gebogene Glasröhre genau in das Bohrloch paßt, und mit dem hindurchgesteckten kurzen Schenkel etwas vorragt. Der gerade Theil der Röhre möge 12 bis 18 Zoll lang sein.

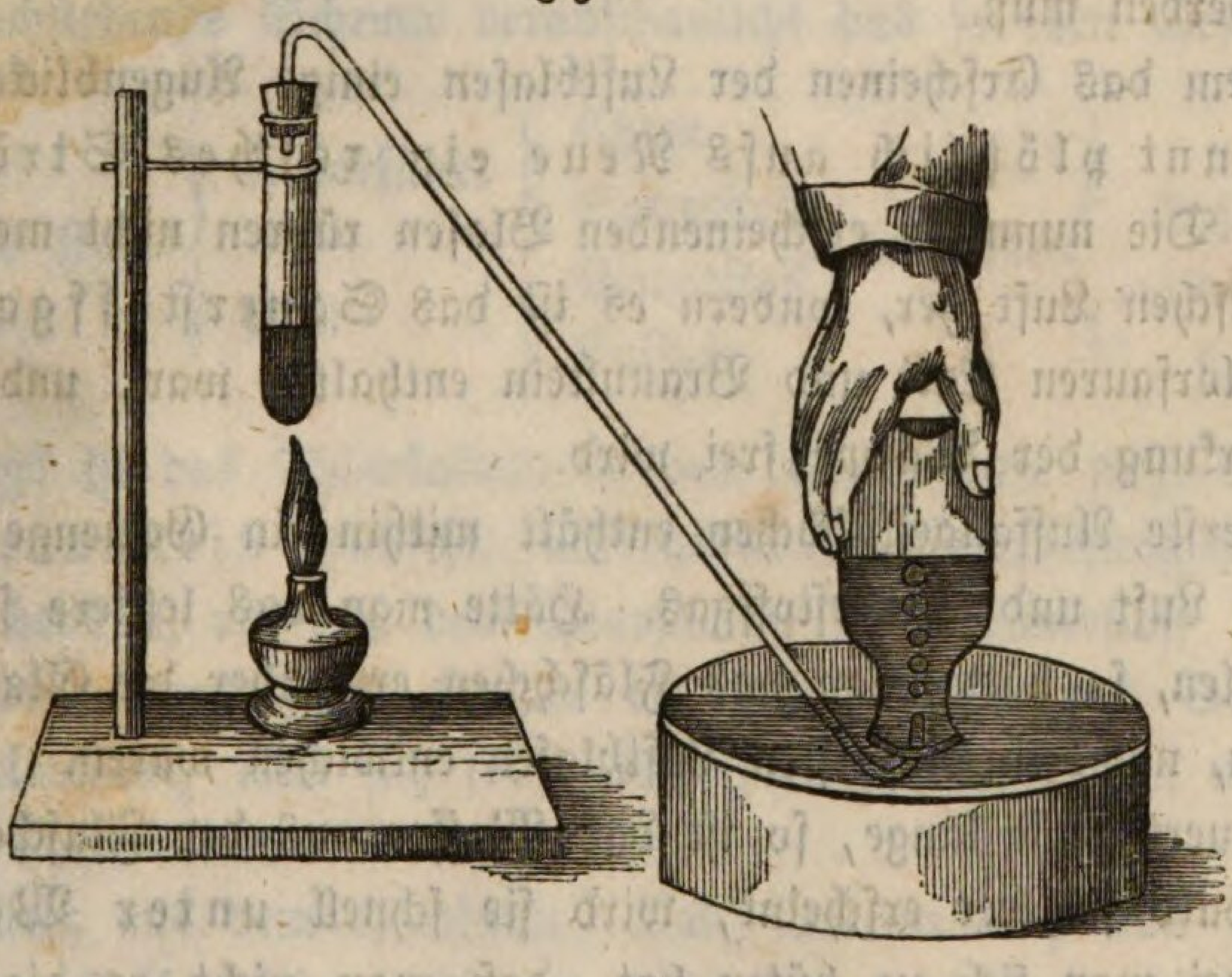
Jetzt füllen wir das Probirgläschen etwa zum dritten Theile mit der oben unter 5) angegebenen Mischung von chlorsaurem Kali und Braunstein, und verstopfen es mit dem an der Glasröhre steckenden Korke. Hierauf befestigen wir das Probirglas vorsichtig in dem Ringe des Retortenhalters, so daß es ziemlich senkrecht hängt, während sich das freie Ende der Glasröhre niedersenkt. Letzteres kommt in ein Waschbecken oder eine Schüssel zu liegen, welche so weit mit Wasser angefüllt wird, daß die aufwärts gerichtete Oeffnung des unteren Schenkels der Glasröhre unter

den Wasserspiegel kommt, doch darf das Gefäß etwa nur halb voll Wasser sein. Durch zweckmäßige Stellung des Drathes im Retortenhalter wird man dies leicht bewirken; zugleich ist aber auch darauf zu achten, daß das Probirglas hoch genug hängt, um die Lampe darunter stellen zu können.

Ist der Apparat, den wir den pneumatischen nennen wollen, auf diese Weise zweckmäßig zusammengestellt, so füllen wir eine Anzahl der Arzneiflaschen ganz mit Wasser an, setzen sie in die Nähe zur Hand, und stellen neben jede den auf sie passenden Kork.

Jetzt wird die Weingeistlampe angezündet, doch wird ihre Flamme nicht allzugroß gemacht. Am bequemsten ist es nun, wenn zwei Personen einander helfen. Eine von diesen nimmt eins der mit Wasser gefüllten Fläschchen zur Hand, verschließt die Oeffnung desselben mit dem Finger, kehrt es rasch um, so daß die zugehaltene Oeffnung nach unten kommt, und taucht es mit dieser in

Fig. 9.



das Wasser des Beckens, worauf sie den Finger hinwegzieht. Einem bekannten Naturgesetze zufolge bleibt das Fläschchen auf diese Weise mit Wasser gefüllt. Es wird nunmehr so über das unter Wasser befindliche Ende der gebogenen Glasröhre gehalten, daß der kurze Schenkel derselben genau unter der Oeffnung der Flasche steht, oder ein Wenig in den Hals derselben reicht. Natürlich muß die Flasche bei dieser Operation stets unter Wasser bleiben, weil sie sich sonst augenblicklich entleeren würde.

Während nun die erste Person das umgekehrte Fläschchen in der angegebenen Lage ruhig hält, nähert die andere die Weingeistflamme dem Boden des Probirgläschens. Die Erhitzung desselben und der in ihm enthaltenen Stoffe geschehe recht allmählig; man vermeide jeden Luftzug und bewege die Lampe vorsichtig und langsam um das Gläschen rings herum, ohne ihm mit dem Dochte nahe zu kommen. Ist dasselbe erwärmt, so kann man ohne Bedenken die Lampe darunter stellen und ruhig stehen lassen.

Sobald sich die in dem Probirglase enthaltene atmosphärische Luft erwärmt, wird sie ausgedehnt und allmählig ausgetrieben; daher gelangen Luftblasen aus der Glasröhre in das darüber gehaltene Fläschchen. Sie steigen in demselben empor, weil sie leichter sind, als das Wasser, und sammeln sich oben am Boden desselben. Die eindringende Luft treibt das Wasser aus dem Fläschchen in das Becken, und ersteres wird allmählig leer, d. h. mit Luft gefüllt, während das Wasser im Becken sich mehrt und nöthigen Falls durch Ausschöpfen vermindert werden muß.

Nachdem das Erscheinen der Luftblasen einige Augenblicke aufgehört hat, beginnt plötzlich aufs Neue ein rasches Strömen derselben. Die nunmehr erscheinenden Blasen rühren nicht mehr von der atmosphärischen Luft her, sondern es ist das Sauerstoffgas, welches in dem chlorsauren Kali und Braunstein enthalten war, und nur durch die Einwirkung der Wärme frei wird.

Das erste Auffangefläschchen enthält mithin ein Gemenge von atmosphärischer Luft und Sauerstoffgas. Hätte man das letztere sogleich rein haben wollen, so hätte man das Fläschchen erst über die Glasröhre halten müssen, nachdem die ersten Luftblasen entwichen waren.

Es dauert nicht lange, so ist das Wasser aus der Flasche ausgetrieben. Sobald sie leer erscheint, wird sie schnell unter Wasser verkorkt, wobei man sich zu hüten hat, daß man nicht an die Glasröhre stößt. Man stellt die verstopfte Flasche bei Seite und hält sogleich eine zweite in derselben Weise über die Glasröhre. So fährt man fort, bis die Gasentwickelung aufhört. Einige Fläschchen entferne man schon, ehe alles Wasser aus ihnen verdrängt ist.

Wenn keine Luftblasen mehr kommen, so hebe man die Glasröhre schnell aber vorsichtig aus dem Wasser, denn sonst wird das Wasser aus dem Becken durch den Druck der äußeren Luft in die luftleere Glasröhre hinauf und durch

diese in das Probirglas getrieben, wobei letzteres, weil es heftig erhitzt ist, leicht zerspringt.

Nun ist die Operation zu Ende, der citirte Geist ist in die Flaschen gebannt, und man stellt den Retortenhalter bei Seite, indem man das Probirglas ruhig zum Erkalten in ihm hängen läßt. Die Lampe wird ausgelöscht und mit dem Deckel verschlossen.

2. Erklärung des Vorganges.

Das chlorsaure Kali ist ein zusammengesetzter Körper, welcher aus zwei verschiedenen Stoffen, Chlorsäure und Kali, besteht. Jeder dieser beiden Bestandtheile ist wiederum zusammengesetzt, nämlich die Chlorsäure aus zwei luftförmigen (gasförmigen) Elementen: Chlor und Sauerstoff, — das Kali aber aus einem Metalle, Namens Kalium und Sauerstoff. Wird nun das chlorsaure Kali erhitzt, so entweicht der Sauerstoff sowohl aus der Chlorsäure, als aus dem Kali, und die beiden Elemente Chlor und Kalium verbinden sich augenblicklich zu einem neuen Körper, nämlich zu Chlorkalium, welches in dem Probirglase zurückbleibt.

Das nachstehende Schema veranschaulicht das so eben Gesagte.

Chlorsaures Kali	Chlorsäure	Chlor		Chlorkalium entsteht im Probirglase.
		Sauerstoff	wird frei.	
	Kali . .	Sauerstoff		
		Kalium		

Allerdings ist das Chlorkalium in dem Probirglase nicht rein, sondern mit Braunstein gemischt. Wir hätten der Beimischung des Braunsteins nicht bedurft, um aus dem chlorsauren Kali Sauerstoff zu gewinnen, doch wird durch jenen Körper die Entwickelung des Sauerstoffes bedeutend erleichtert, weil sich sonst leicht eine der Operation nachtheilige Kruste von Chlorkalium bildet.

Nicht allein aus dem chlorsauren Kali, sondern auch aus vielen andern an Sauerstoff reichen Körpern läßt sich derselbe gewinnen. Ein solcher Körper ist z. B. der eben besprochene Braunstein. Derselbe besteht aus einem Metalle, dem Mangan oder Braunsteinmetalle und vielem Sauerstoff, von welchem er in der Glühhitze einen Theil leicht abgiebt. Da aber hierzu ein höherer Wärmegrad erforderlich ist, als der bei unserem obigen Versuche angewendete, so erhitzt man

den Braunstein in eisernen Flaschen über Kohlenfeuer, und erhält aus 100 Loth desselben 3 bis 4 Kubikfuß Sauerstoff.

Aus dem rothen Quecksilberoxyd läßt sich der Sauerstoff mittelst des von uns angewendeten Apparates ebenfalls gewinnen, nnd es bleibt metallisches Quecksilber zurück; doch ist der genannte Stoff höchst giftig und sehr theuer.

Zwölf Loth Salpeter, welche man in einer Retorte erhitzt, reichen hin, um 40 Quartflaschen mit Sauerstoff zu füllen.

3. Verbrennungen im Sauerstoffgase.

Versuch 2. Man halte einen glimmenden Holzspan in eine der mit Sauerstoff gefüllten Flaschen: derselbe entzündet sich sofort und brennt mit heller Flamme. Dies ist das gewöhnliche Mittel, den Sauerstoff zu erkennen.

Versuch 3. Man senke mittelst des oben beschriebenen eisernen, irdenen oder aus Kreide gemachten Schälchens ein Stückchen glühende Holzkohle in die zweite Flasche oder stecke die Kohle an einen an seinem unteren Ende aufwärts gebogenen Drath: sie brennt mit schöner Flamme. Das Fläschen wird verkorkt.

Versuch 4. Man lege statt der Kohle ein Stückchen Schwefel in das Schälchen, entzünde es und senke es in die dritte Flasche: auch der Schwefel verbrennnt weit lebhafter, als an der atmosphärischen Luft. Seine Flamme ist schön blau. Man verkorkt auch diese Flasche.

Versuch 5. Von einem Stücke Phosphor schneide man vorsichtig, indem man es unter Wasser läßt, ein kleines Stückchen ab, trockne es schnell mittelst darauf gedrückten Löschpapiers, und lege es, ohne es lange in der Hand zu behalten, in das Schälchen. Nachdem man es in die vierte Flasche gesenkt hat, erhitze man einen Drath und berühre den Phosphor damit: er verbrennt mit einem Lichtglanze, den das Auge kaum zu ertragen vermag, die Flasche aber füllt sich mit einem weißen Dampfe, der sich allmählig als eine weiße, wollige Masse zu Boden senkt, und, falls noch etwas Wasser in der Flasche war, von diesem aufgelöset wird.

Fig. 10.



Versuch 6. Man zünde den an der spiralförmig gewundenen Uhrfeder befestigten Feuerschwamm (s. oben) an, und senke die Feder in die Mitte der fünften Flasche hinab. Dieser Versuch lockt, wenn er gelingt,

stets den Jubelruf derjenigen hervor, welche ihn zum ersten Male sehen. Zunächst brennt nämlich der in der atmosphärischen Luft bekanntlich nur glimmende Schwamm hell auf, dann aber verbrennt die Uhrfeder. Weißglühende Funken sprühen gleich einem Feuerregen umher und schmelzen zum Theil in die Flasche ein, welche dabei leicht Sprünge bekommt, doch ist durchaus keine Gefahr zu befürchten.

Versuch 7. Da die Verbrennungen im Sauerstoffgase fast sämmtlich von den schönsten Licht- und Farben-Erscheinungen begleitet sind, weshalb sie sich ganz besonders dazu eignen, die Lust zum Studium der Chemie zu erwecken, so stelle man noch einige derartige Versuche an. Man lege z. B. in das bei Versuch 3—5 benutzte Schälchen ein Stückchen Kampher und entzünde es im Sauerstoffgase: es verbrennt mit einem schön grünen Lichte. — Man lasse ferner eine Cigarre im Sauerstoff verbrennen. — Befestigt man ein Wachslichtchen an einen unten spiralförmig gewundenen Drath, zündet es an, bläst es aus und senkt es schnell, während das Docht noch glimmt, in eine mit Sauerstoff gefüllte Flasche, so erfolgt seine Verbrennung weit rascher und mit größerem Lichtglanze, als in der atmosphärischen Luft. — Selbst die Johanniswürmchen leuchten im Sauerstoffgase ungemein stark.

4. Die Produkte der Verbrennungen im Sauerstoffgase. Oxydation. Oxyde.

Wir untersuchen nunmehr, was aus den verbrannten Körpern geworden ist. Kohle*, Schwefel, Phosphor und Eisen sind Elemente. Indem sie im Sauerstoffe verbrannten, verschwanden sie ganz oder theilweise; ebenso aber ist der in den Flaschen befindliche Sauerstoff verschwunden, denn wenn wir jetzt einen glimmenden Span in dieselben tauchen, so flammt er nicht mehr auf. Die verbrannte Kohle, der Schwefel, der Phosphor sind nicht mehr zu sehen, auch der Sauerstoff ist dem Anscheine nach weggekommen. Wo sind sie aber hin? Sind sie aus der Reihe der Dinge gestrichen und zu Nichts geworden? Keineswegs, — nichts in der Welt geht verloren, kein Körper wird vernichtet, — es sind nur Umwandelungen, welchen er unterworfen ist. So ist es auch hier bei unseren Versuchen der Fall gewesen.

Die Kohle ist verbrannt heißt nichts Anderes, als sie hat sich mit dem Sauerstoff zu einem neuen Körper chemisch

* Genauer ausgedrückt: Kohlenstoff.

verbunden. Aber die Flasche, worin die Verbrennung stattgefunden hat, ist ja leer! — wendet man ein. Wir entgegnen: Schien sie nicht ebenfalls leer, als sie mit Sauerstoff gefüllt war? Und doch offenbarte der in ihr befindliche Körper sein Dasein gar deutlich. So ist es denn wohl möglich, daß auch jetzt die Flasche nicht leer ist, — der in ihr enthaltene Körper darf nur ein farbloses Gas sein, dann wird sie leer scheinen, ohne es zu sein. Es käme also darauf an, daß wir versuchen, ob der Inhalt der Flasche auf irgend eine Weise sein Dasein verräth.

Wir feuchten einen Streifen blaues Lakmuspapier an, und halten ihn in die Flasche. Siehe da! das Blau wird schwach geröthet. — Wir senken ein an einem Drathe befestigtes kurzes Wachslichtchen in die Flasche: es erlöscht augenblicklich. So ist es denn klar, daß Etwas in der Flasche ist, was zuvor nicht darin war. Sauerstoff ist es freilich nicht, sonst würde das Licht nicht erloschen, sondern heller aufgeflammt sein; Sauerstoff hätte auch das Probirpapier nicht verändert. Kohle ist es auch nicht, denn diese würden wir sehen. Ebensowenig ist es atmosphärische Luft, denn diese hätte weder die Röthung des Lakmuspapiers, noch das plötzliche Erlöschen des Wachslichtchens bewirkt. Es ist ein Körper, welcher den Namen Kohlensäure führt, und von dem wir noch gar manchmal werden sprechen müssen. Einstweilen haben wir erkannt, daß die Kohlensäure gasförmig ist und die Verbrennung nicht zu unterhalten vermag.

Wollen wir uns überzeugen, daß auch in der bei Versuch 4. angewendeten Flasche, in welcher der Schwefel verbrannt wurde, ein neuer Körper entstanden ist, so dürfen wir nur die Nase daran halten, nachdem wir den Pfropf entfernt haben. Gewiß ziehen wir sie schnell zurück, denn es fährt uns ein äußerst heftiger, stechender Geruch entgegen, den weder der Schwefel noch der Sauerstoff hatte, ehe die Vereinigung dieser beiden Elemente stattfand. Auch hier ist mithin durch die chemische Verbindung des Schwefels mit dem Sauerstoffe ein mit neuen Eigenschaften ausgestatteter Körper entstanden. Er röthet gleichfalls blaues Probirpapier, ein Licht erlischt in ihm, und er führt den Namen schweflige Säure.

Die Flasche vom fünften Versuche verräth ihren neuen Inhalt schon dem Auge, denn sie ist mit einem weißen Dampfe und später mit einer weißen, im Wasser leicht löslichen festen Masse erfüllt, welche das Produkt der Verbindung des Phosphors mit dem Sauerstoffgase ist. Auch dieser Körper röthet blaues Probirpapier und heißt Phosphorsäure.

Die geschmolzenen Kügelchen endlich, welche von der verbrannten Uhrfeder herrühren, sind auch kein reines Eisen mehr; sie gleichen vielmehr dem sogenannten Hammerschlage, welcher in Schmiedewerkstätten bei den Hämmern des glühenden Eisens in Menge abspringt. Sie bestehen aus chemisch verbundenem Eisen und Sauerstoff.

Wir haben hier vier Beispiele vor uns, wie verschiedene Körper mit einander in chemische Verbindung treten. Als die Ursache ihrer Vereinigung nimmt man eine Kraft an, welche man Affinität oder chemische Verwandtschaft nennt, deren Wesen aber keineswegs genügend erkannt ist, deren Voraussetzung eigentlich nicht viel mehr ist, als ein Deckmantel unserer Unwissenheit. Wir sagen also: Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor und Eisen haben Verwandtschaft zum Sauerstoffe, und diese offenbarte sich bei unseren Versuchen, wenn sich diese Körper im Zustande der Glühhitze befanden, welcher jedoch, wie wir später sehen werden, nicht immer zur Bewirkung chemischer Verbindungen erforderlich ist. Kann man zwei Körper zusammenbringen, ohne daß sie sich chemisch verbinden, so sagt man, sie haben keine (oder wenn die Verbindung auf Umwegen möglich ist, sie haben geringe) Affinität oder Verwandtschaft zu einander.

Ein Körper verbrennt heißt nach dem vorstehend Besprochenen nichts anderes, als: er verbindet sich mit Sauerstoff. Statt des Ausdruckes „verbrennen" oder „mit Sauerstoff verbinden" pflegt man in der Chemie zu sagen: „oxydiren", weil der Sauerstoff auch Oxygenium genannt wird. Mithin enthalten unsere Flaschen oxydirte Kohle, oxydirten Schwefel, oxydirten Phosphor, oxydirtes Eisen. Der durch die Verbrennung oder Oxydation gebildete Körper aber heißt: ein Oxyd, mithin bezeichnet dieses in der Chemie stets wiederkehrende Wort: ein mit Sauerstoff chemisch verbundenes Element. Kohlensäure, schweflige Säure u. s. w. sind solche Oxyde.

Die Oxydation geschieht häufig, wie bei den von uns angestellten Versuchen, unter Entwickelung bedeutender Wärme und unter Feuererscheinung, und heißt dann feurige Oxydation oder Verbrennung im engeren Sinne. Oft aber erfolgt die Oxydation langsam, ohne wahrnehmbare Entwickelung von Wärme und ohne Feuererscheinung; dann heißt sie dunkle Oxydation, und wird im gewöhnlichen Leben nicht Verbrennung genannt, obgleich sie ebenfalls nichts Anderes

ist. Wenn z. B. Eisen an feuchter Luft oder im Wasser liegt, so rostet es. Auch das Rosten ist eine Verbindung des Eisens mit Sauerstoff (und Wasser), also eine Oxydation, und es ist im chemischen Sinne als eine Verbrennung des Eisens zu betrachten, obschon weder merklich erhöhete Wärme noch Feuer dabei wahrgenommen werden.

5. Reagentien. Säuren und Basen. Radikale.

Die Oxyde sind nicht alle von gleicher Art. Zur Prüfung ihrer Eigenschaften bedienen wir uns zunächst des blauen und rothen Lakmuspapieres.

Versuch 8. Als wir ein Streifchen blaues Probirpapier in das Fläschchen senkten, worin sich die oxydirte Kohle befand, so wurde dasselbe geröthet. Ebenso verhielten sich der oxydirte Schwefel und der oxydirte Phosphor gegen das blaue Papier, sie verwandelten das Blau in Roth.*

Ein Körper, welcher blaues Probirpapier röthet, wird **eine Säure** genannt. Man sagt von ihm: er reagire** sauer. Da nun die durch die Verbrennung der Kohle, des Schwefels und des Phosphors im Sauerstoffgase gebildeten Produkte sämmtlich sauer reagiren, so gehören alle drei zu den Säuren, und heißen deshalb: Kohlensäure, schweflige Säure und Phosphorsäure.

Versuch 9. Wir tauchen blaues Probirpapier in Kalkwasser und in Kalilauge: es bleibt unverändert. Nun nehmen wir statt des blauen das rothe Papier: das **Roth** verwandelt sich sowohl im Kalkwasser als in der Kalilauge augenblicklich in **Blau**.

Ein Körper, welcher bei rothem Lakmuspapier die ursprüngliche blaue Farbe wiederherstellt, heißt eine Base, und man sagt von ihm: er reagire basisch.

Der gebrannte Kalk ist die chemische Verbindung eines in der Natur nicht frei (isolirt) vorkommenden Metalles, Namens Calcium, mit Sauerstoff, mithin ist er oxydirtes Calcium oder Calcium-Oxyd.

* Die Verbrennungsversuche im Sauerstoffgase sind so interessant, daß sie der Anfänger gewiß wiederholt anstellen wird. Thut er dies behufs des achten Versuches, so lasse er die Auffangeflaschen nicht ganz wasserleer werden, und schüttele dieselben tüchtig um, damit die Säuren vom Wasser aufgenommen werden.

** Reagiren heißt zurückwirken.

Kali besteht gleichfalls aus einem in der Natur nie unverbunden vorkommenden Metalle, Namens Kalium, und Sauerstoff, ist daher oxydirtes Kalium oder Kalium-Oxyd.

Die Reactions-Erscheinung ist, wie wir gesehen haben, bei den Oxyden des Calcium und Kalium der gerade entgegengesetzt, welche wir bei den Oxyden der Kohle, des Schwefels und des Phosphors wahrnehmen; letztere röthen das blaue Probirpapier, erstere bläuen das rothe. Säuren und Basen stehen also in dieser Beziehung in einem directen Gegensatze.

Auch hinsichtlich des Geschmackes offenbart sich häufig dieser Gegensatz. Die Phosphorsäure schmeckt deutlich sauer, das Kalkwasser hingegen hat einen Geschmack, den man laugenhaft oder alkalisch nennt.

Dasjenige Element, welches mit Sauerstoff zu einer Säure oder Base verbunden ist, heißt das Radikal der Säure oder Base (von radix, die Wurzel). Mithin ist z. B. der Schwefel das Radikal der schwefligen Säure, Calcium das Radikal des Kalkes. Der Sauerstoff hingegen ist als das säuernde Element zu betrachten.

Chemikalien, mittelst deren man die sauren oder basischen Eigenschaften einer chemischen Verbindung prüft, heißen Reagentien, z. B. das blaue und rothe Lakmuspapier.

Ein im Wasser gelöseter oder flüssiger Körper, welcher sowohl das blaue als das rothe Lakmuspapier unverändert läßt, mithin weder sauer noch basisch reagirt, heißt neutral d. h. keins von beiden. Ein solcher neutraler Körper ist z. B. das Wasser.

6. Sauerstoff-Salze.

Oxyde, welche im Wasser nicht löslich sind, vermögen auf das Probirpapier nicht einzuwirken, es läßt sich also durch dasselbe nicht erforschen, ob sie zu den Säuren oder zu den Basen gehören. Dies ist z. B. der Fall mit dem Versuch 6. gebildeten verbrannten Eisen. Dennoch offenbart sich der Gegensatz von Säure und Base anderweit, wie uns die sogleich anzustellenden Versuche zeigen werden.

Versuch 10. Man gieße in das Fläschchen, welches die Kohlensäure enthält (s. Versuch 3.) Kalkwasser: die klare Flüssigkeit trübt sich. Läßt man sie eine Zeitlang ruhig stehen, so senkt sich ein weißes Pulver zu Boden. Dieses ist entstanden, indem der basische Kalk mit der Kohlensäure sich chemisch verbunden hat. Eine

solche chemische Verbindung einer Säure mit einer Base heißt ein Sauerstoffsalz oder gewöhnlich kurz weg: ein Salz. Ein Salz hat in der Regel weder saure noch basische Eigenschaften, denn diese haben sich mehr oder weniger vollständig gegenseitig aufgehoben oder neutralisirt.

Den Namen eines solchen Salzes bildet man, indem man zu der substantivischen Benennung der Base den Namen der Säure als Adjectiv setzt; das so eben entstandene Salz heißt mithin: kohlensaures Calcium-Oxyd oder kürzer: kohlensaurer Kalk. Seine Entstehung versinnlicht folgendes Schema:

Kohlenstoff und Sauerstoff	Kohlensäure	kohlensaures Calcium-Oxyd oder kohlensaurer Kalk.
Calcium und Sauerstoff	Calcium-Oxyd oder Kalk	

Die Base heißt das Radikal des Salzes, also ist das Calcium-Oxyd das Radikal des kohlensauren Kalkes.

Manche Salze führen im gewöhnlichen Leben besondere Namen, namentlich diejenigen, welche in der Natur am häufigsten vorkommen und für die Menschen von besonderer Wichtigkeit sind. So ist es mit dem eben besprochenen Salze der Fall, welches nichts Anderes ist als die bekannte Kreide. Die meisten natürlich vorkommenden Kalksteine, der Marmor, ferner die Eier- und Muschelschalen sind ebenfalls kohlensaurer Kalk. Vorläufig sei bemerkt, das derjenige Körper, welcher in der gewöhnlichen Ausdrucksweise vor Allen den Namen Salz führt, nämlich unser Kochsalz, im chemischen Sinne kein Salz ist (siehe Kap. 3. II. 1.).

Viele Salze lösen sich mit größerer oder geringerer Leichtigkeit im Wasser auf, so daß dieses trotz des in ihm befindlichen Salzes klar und durchsichtig erscheint; der kohlensaure Kalk hingegen ist im Wasser unlöslich, deshalb scheidet er sich aus demselben aus.

Was für ein Salz würde entstanden sein, wenn wir statt des Kalkwassers die Kalilauge angewendet hätten? — Antwort: Kohlensaures Kalium-Oxyd oder kohlensaures Kali (Potasche) — ein sehr leicht lösliches Salz.

Versuch 11. Wir gießen zu der schwefligen Säure (Versuch 4.) Kalkwasser oder Kalilauge. Der Geruch der Säure verschwindet, und

wir erhalten im ersten Falle: schweflig-sauren Kalk, im letzteren: schweflig-saures Kali.

Ebenso entsteht aus der Verbindung der genannten Basen mit der Phosphorsäure (Versuch 5.) phosphorsaurer Kalk und phosphorsaures Kali.

Diese Beispiele genügen, die Bedeutung des Begriffes „Sauerstoffsalz" klar zu machen. Zugleich vermögen wir jetzt bestimmter auszusprechen, was unter einer Säure und unter einer Base zu verstehen sei.

„Die Säuren sind Verbindungen, welche sich mit Basen vereinigen, wobei sie sowohl den basischen Character der letzteren mehr oder minder vollständig aufheben, als auch zugleich ihre sauren Eigenschaften verlieren."

„Die Basen sind Verbindungen, welche sich mit den Säuren vereinigen, und dabei sowohl ihren eigenen Character aufopfern, als auch den Character der Säuren mehr oder minder vollständig vernichten."

Wenn mithin ein Körper mit einer anerkannten Säure ein Salz bildet, so ist er eine Base, er möge basisch reagiren oder nicht; und wenn ein Körper mit einer anerkannten Base zu einem Salze zusammentritt, so ist er eine Säure, wenn auch keine Reactionserscheinung darauf hindeutet.

Prüfen wir nun in dieser Weise das oxydirte Eisen, welches bei der Verbrennung der Uhrfeder (Versuch 6.) entstanden ist, und als ein im Wasser ganz unlöslicher, starrer Körper weder auf das blaue, noch auf das rothe Probirpapier einzuwirken vermag.

Versuch 12. Wir gießen vorsichtig etwas Schwefelsäure in die Flasche, worin sich die Kügelchen des oxydirten Eisens befinden: letztere verschwinden allmählig, denn sie verbinden sich mit der Säure zu einem in der Flüssigkeit gelöset bleibenden Salze. Dieses kommt zum Vorschein, wenn wir dieselbe in ein flaches Schälchen gießen und an einem warmen Orte ruhig stehen lassen.

Da nun das oxydirte Eisen mit einer Säure ein Salz bildet, so ist es entschieden, daß es eine Base ist.

Uebrigens sind nicht alle Salze neutral, manche enthalten vielmehr einen Ueberschuß an Säure, röthen daher blaues Probirpapier, schmecken sauer, und heißen saure Salze; bei andern ist ein Ueberschuß der Base vorhanden, sie bläuen rothes Lakmuspapier, schmecken laugenhaft, und heißen basische Salze.

Wir haben gesehen, daß bei den Oxydationen zwei Elemente sich chemisch verbanden; bei der Bildung von Sauerstoff-Salzen hingegen gingen zwei zusammengesetzte Körper eine chemische Verbindung ein. Es ist ein Naturgesetz, von welchem es nur wenige Ausnahmen giebt: daß einfache Körper sich nur mit einfachen, zusammengesetzte nur mit zusammengesetzten verbinden.

Zuweilen verbinden sich zwei verschiedene Salze zu einem Doppelsalze. Ein solches ist z. B. der bekannte Alaun, welcher aus schwefelsaurem Kali und schwefelsaurer Thonerde (nebst Wasser) oder wie wir es bestimmter bezeichnen können: aus schwefelsaurem Kalium-Oxyd und schwefelsaurem Aluminium-Oxyd (nebst Wasser) besteht.

Man kann demnach unterscheiden:

1) Elemente;
2) Verbindungen erster Ordnung (binäre d. i. aus zwei Elementen zusammengesetzte Verbindungen) — die Oxyde;
3) Verbindungen zweiter Ordnung — aus einer Säure und einer Base bestehend — die Sauerstoffsalze;
4) Verbindungen dritter Ordnung — aus zwei Salzen zusammengesetzt — die Doppelsalze.

7. Nähere Betrachtung des Sauerstoffes.

1) Der Sauerstoff hat seinen Namen davon, daß viele seiner Verbindungen Säuren sind, oder was dasselbe ist, daß er viele Elemente säuert. Dasselbe drückt der (griechisch-lateinische) Name Oxygenium aus, denn er bedeutet: Säureerzeuger oder Säurebildner.

2) Der Sauerstoff ist ein Element, d. h. bekanntlich: ein einfacher Körper, welcher sich nicht weiter in verschiedenartige Bestandtheile zerlegen läßt.

3) Der Sauerstoff ist im isolirten Zustande (d. h. wenn er außer Verbindung mit einem anderen Elemente erscheint) permanent gasförmig, er hat dann immer Gas- oder Luftform. Nicht alle Gase verhalten sich so, manche werden vielmehr unter gewissen Umständen, z. B. wenn man sie heftig zusammenpreßt oder ihnen die Wärme entzieht, tropfbar-flüssig. Solche Gase heißen unbeständig oder verflüssigbar. Zu ihnen gehört unter Anderen die uns bereits bekannte Kohlensäure.

4) Das Sauerstoffgas ist geruch-, geschmack- und farblos. Die letztere Eigenschaft erkennen wir daraus, daß die mit Sauerstoffgas gefüllten Flaschen ihren Inhalt durch keine Färbung verriethen. Von den beiden erstgenannten können wir uns ebenfalls leicht durch den Versuch überzeugen.

5) Das Sauerstoffgas ist bei einer Temperatur* von 0°, d. h. wenn das Thermometer auf dem Eis- oder Gefrierpunkte steht, und bei einem Barometerstande von 28 Zoll $1^1/_{10}$mal so schwer, als die atmosphärische Luft unter gleichen Umständen. Wenn also eine gewisse Raummenge der atmosphärischen Luft 10 Gran (Quentchen, Loth u. s. w.) wiegt, so wiegt dieselbe Raummenge Sauerstoff 11 eben solche Gewichtstheile.

Da die Wärme bekanntlich die Körper ausdehnt, so wiegt eine und dieselbe Raummenge (dasselbe Volumen) einer Luftart bei höherem Wärmegrade natürlich weniger, weil sich dann in dem betreffenden Raume weniger Gas befindet; des*halb muß* man bei Wägungen der Gase stets auf die Temperatur, also auf den Thermometerstand Rücksicht nehmen.

Ebensowenig darf der Barometerstand außer Acht gelassen werden, welcher den Luftdruck anzeigt. Bei einem geringeren Luftdrucke ist ein Gas weniger zusammengedrückt, also weniger dicht, mithin leichter, als bei vermehrtem Luftdrucke.

6) Da das Sauerstoffgas schwerer ist, als die atmosphärische Luft, so könnte man meinen, man dürfe die mit demselben gefüllten Flaschen unverkorkt stehen lassen, ohne daß es entweichen werde, da ja ein schwererer Körper in einem leichteren nicht aufsteigen könne. Man kann sich aber leicht vom Gegentheile überzeugen. Läßt man eine mit Sauerstoffgas gefüllte Flasche eine Zeitlang offen stehen, und hält dann einen glimmenden Span hinein, so entzündet sich derselbe nicht mehr, der Sauerstoff ist also verflogen. Diese Erscheinung beruht auf dem Bestreben aller Gase, sich nach allen Richtungen hin auszudehnen, in Folge dessen sich alle mit einander in Berührung kommenden Gase vollständig mengen, so daß sich das schwerere auch nach oben, das leichtere auch nach unten ausbreitet. Man nennt dies die Diffusion (Untereinandermischung) der Gase. Dieselbe ist für den Haushalt der Natur von größter Wichtigkeit, weil sie eine beständige Ausgleichung der Bestandtheile der Atmosphäre bewirkt. Wäre sie nicht vorhanden, so würde sich z. B. an einem Orte, wo viel Sauerstoff

* Ueber die Messung der Wärmegrade mittelst des Thermometers siehe Kap. 5, 3.

erzeugt wird, dieser zu einer die Gesundheit und das Leben bedrohenden Menge anhäufen, andere Gegenden würden mit Kohlensäure angefüllt sein u. s. w.; so aber ist die atmosphärische Luft überall auf ziemlich gleiche Weise zusammengesetzt.

7) Das Sauerstoffgas ist im Wasser löslich; 100 Raumtheile luftleeres Wasser nehmen $4^1/_2$ Raumtheile Sauerstoffgas auf, oder, wie man zu sagen pflegt, sie verschlucken (absorbiren) dasselbe. Enthielte das Wasser keinen Sauerstoff, so könnten die Fische nicht darin athmen, daher leben in hochgelegenen Bergseen, deren Wasser vermöge des geringeren Luftdruckes arm an Sauerstoff ist, keine Fische.

8) Das Sauerstoffgas macht einen Gemengtheil der atmosphärischen Luft aus, welche ungefähr $^1/_5$ von demselben und $^4/_5$ eines anderen, später zu besprechenden Gases, des Stickstoffgases enthält. Diese beiden Gase sind aber nicht chemisch verbunden, sondern nur untereinander gemengt. Wird der atmosphärischen Luft der Sauerstoff entzogen, so verlöscht ein brennender Körper alsbald, und Menschen und Thiere ersticken. Deshalb nennt man den das Feuer und das Leben unterhaltenden Sauerstoff auch wohl Feuer- oder Lebensluft.

9) Der Sauerstoff vermag sich mit jedem Elemente (das einzige Fluor — s. Kap. 3. — ausgenommen) chemisch zu verbinden, und wir haben bereits mehrere solche Verbindungen unter dem Namen Oxyde kennen gelernt. Sehr viele Elemente sind so begierig nach dem Sauerstoff, daß man sie in der Natur stets mit ihm verbunden antrifft, und daß diese Verbindung nur durch Anwendung künstlicher Mittel verhindert, oder wenn sie einmal stattgefunden hat, nur schwierig wieder aufgehoben werden kann. Solche Körper sind z. B. verschiedene Metalle (Kalium, Natrium, Aluminium, Calcium u. A. m.), die man deshalb nur durch Kunst isolirt darstellen kann. Ist dies geschehen, so muß man ein solches Metall unter einer sauerstofffreien Flüssigkeit (z B. Steinöl) aufbewahren, sonst nimmt es sofort wieder Sauerstoff auf und verwandelt sich in Oxyd.

Fast in Allem, was uns die Oberfläche der Erde darbietet, im Wasser, in den allermeisten Mineralien, in den Pflanzen, im menschlichen und thierischen Körper ist Sauerstoff vorhanden. Er ist gleich thätig bei der Bildung wie bei der Zerstörung der meisten Naturkörper. Wir werden ihm daher im weiteren Verlaufe unserer Betrachtungen immer aufs Neue begegnen.

10) Trotz seines allverbreiteten Vorkommens sind es noch nicht hundert Jahre her, daß man den Sauerstoff als einen besonderen Körper kennt. Seine Entdeckung gelang drei berühmten Chemikern, dem Engländer Priestley, dem Schweden Scheele, einem geborenen Deutschen, und dem während der Revolution hingerichteten Franzosen Lavoisier fast zu gleicher Zeit, jedem derselben unabhängig von den beiden Anderen.

8. Die chemischen Verbindungs-Gesetze. Stöchiometrie.

Ein Gesetz für die chemischen Verbindungen kennen wir bereits, nämlich dieses: einfache Stoffe verbinden sich in der Regel nur mit einfachen, zusammengesetzte mit zusammengesetzten.

Ein zweites, höchst merkwürdiges Naturgesetz lautet: die chemischen Verbindungen der Körper erfolgen stets nach ganz bestimmten, unabänderlichen Gewichtsverhältnissen. Jede chemische Verbindung besteht daher aus ganz genau bestimmbaren, stets gleich *bleibenden* Mengen der Elemente, aus denen sie gebildet ist.

Da es nicht im Plane derjenigen Freunde der Chemie, für welche gegenwärtige kleine Schrift bestimmt ist, liegen kann, die Wahrheit des vorstehenden höchst wichtigen Satzes durch eigene Wägung der Stoffe zu erproben, so werden ihnen die folgenden, auf die sorgfältigsten Forschungen der größten Chemiker begründeten Auseinandersetzungen genügen.

Bei der Verbrennung der Holzkohle (des Kohlenstoffes) im Sauerstoffgase (s. oben Versuch 3.) entstand aus der chemischen Verbindung der beiden Elemente die Kohlensäure. Es hat sich aber nicht etwa irgend eine beliebige oder unbestimmte Menge des Kohlenstoffes mit einer eben so beliebigen und unbestimmten Menge Sauerstoff verbunden; sondern die Kohlensäure ist entstanden, indem sich 200 Gewichtstheile Sauerstoff mit 75 Gewichtstheilen Kohlenstoff, oder, was dasselbe ist, 8 Gewichtstheile Sauerstoff mit 3 Gewichtstheilen Kohlenstoff verbunden haben. Hätte also unsere Flasche 8 Gran Sauerstoff enthalten, so würden nicht mehr und nicht weniger als 3 Gran Kohlenstoff verbraucht worden sein, und das angewendete Stückchen Kohle würde, nachdem die Verbrennung stattgefunden hatte, genau um 3 Gran leichter geworden sein. Und so ist die Kohlensäure allezeit und überall, wo sie vorkommt, zusammengesetzt. Mag man sie durch directe Verbrennung des Kohlenstoffes im Sauerstoffe erhalten, mag sie aus dem kohlensauren Kalke gewonnen werden, mag sie ein Produkt der Gährung geistiger Getränke sein: immer besteht sie aus $^8/_{11}$ ihres Gewichtes Sauerstoff und aus $^3/_{11}$ Kohlenstoff.

Eben so genau bestimmt ist das Gewichtsverhältniß bei jeder andern chemischen Verbindung. Das Calcium-Oxyd (der gebrannte Kalk) enthält jederzeit 100 Gewichtstheile Sauerstoff und 250 Gewichtstheile des Kalkmetalls (Calcium), oder, was gleichbedeutend ist: von dem Gesammtgewicht irgend eines Stückes gebrannten Kalkes kommen $^2/_7$ auf den Sauerstoff und $^5/_7$ auf das Calcium. Wöge also ein solches Stück sieben Pfund, so bestände es aus 2 Pfund Sauerstoff und 5 Pfund Calcium.

Der Schwefel verbrannte im Sauerstoffgase zu schwefliger Säure (s. Versuch 4.). Bei dieser sind beide Elemente in gleichen Gewichtsmengen mit einander verbunden, es vereinigen sich also z. B. 4 Gran Sauerstoff mit 4 Gran Schwefel. Hätten wir nun in einer Flasche, worin sich 4 Gran Sauerstoff befanden, ein 5 Gran schweres Stückchen Schwefel angezündet, so würde nicht sämmtlicher Schwefel verbraucht worden sein, sondern 1 Gran davon wäre unverbrannt übrig geblieben, — und umgekehrt, hätten wir nur 3 Gran Schwefel angezündet, so wäre ein Gran vom Sauerstoff unverbunden zurückgeblieben.

Um nun die Verhältnisse, in welchen die chemischen Verbindungen der Elemente mit dem Sauerstoff erfolgen, leicht überblicken zu können, bezieht man gewöhnlich alle Zahlenangaben auf 100 Gewichtstheile Sauerstoff. Jedes Element erhält demnach eine Zahl, das Mischungsgewicht genannt, welche anzeigt, wie viele Gewichtstheile desselben sich mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff chemisch verbinden.

Das Gesetz, welches diese Zahlen aufstellt, wird das Gesetz der einfachen Proportionen genannt. Wenn man also z. B. sagt, das Mischungsgewicht des Schwefels sei = 200, so zeigt dies an, daß sich nach dem Gesetze der einfachen Proportionen 200 Gewichtstheile (z. B. Gran, Quentchen, Loth) Schwefel mit 100 Gewichtstheilen (Gran, Quentchen, Loth) Sauerstoff chemisch verbinden.

Mit dem bis jetzt Gesagten ist aber die wunderbare Gesetzmäßigkeit der chemischen Verbindungen noch keineswegs erschöpft. Wir müssen vielmehr sofort noch ein drittes Gesetz kennen lernen:

In demselben Gewichtsverhältnisse, in welchem sich ein Element mit einem zweiten vereinigt, vereinigt es sich auch mit allen andern.

Es ist z. B. das Mischungsgewicht des Eisens = 350, d. h. also, 350 Gran Eisen verbinden sich mit 100 Gran Sauerstoff (zu Eisenoxydul). Tritt nun aber das Eisen nicht mit Sauerstoff, sondern mit

Schwefel, dessen Mischungsgewicht = 200 ist, in chemische Verbindung (zu einfachem Schwefeleisen), so verbinden sich 350 Gran Eisen mit 200 Gran Schwefel. Die 200 Gran Schwefel haben also dem Eisen (und jedem andern Elemente) gegenüber denselben chemischen Werth, wie 100 Gran Sauerstoff. Aus diesem Grunde nennt man die Mischungsgewichte auch Aequivalente d. i. Gleichwerthige.

Die Chemiker pflegen die Elemente durch den Anfangsbuchstaben ihres lateinischen Namens, oder wenn mehrere derselben den gleichen Anfangsbuchstaben haben, durch zwei Buchstaben zu bezeichnen. Nachstehende Tabelle giebt eine um des leichteren Nachschlagens willen alphabetisch geordnete Uebersicht sämmtlicher Elemente, ihrer chemischen Zeichen und ihrer Mischungsgewichte (Aequivalente), wobei der Sauerstoff = 100 angenommen ist.

Namen.	Zeichen.	Mischungsgewicht.	Namen.	Zeichen.	Mischungsgewicht.
Aluminium (Alumium)	Al.	171¼.	Kobalt	Co.	368¾.
Antimon (Spießglanz, Stibium)	Sb.	1615.	Kohlenstoff (Carbonium)	C.	75.
Aridium	Ad.	?	Kupfer (Cuprum) . .	Cu.	396¼.
Arsen	As.	940.	Lanthan	La.	587½.
Baryum	Ba.	856¼.	Lithium	Li.	81¼.
Beryllium	Be.	86¼.	Magnesium	Mg.	158¾.
Blei (Plumbum) . .	Pb.	1296¼.	Mangan	Mn.	345.
Bor	B.	136¼.	Molybdän	Mo.	575.
Brom	Br.	1001¼.	Natrium	Na.	290.
Cadmium	Cd.	697½.	Nickel	Ni.	370.
Calcium	Ca.	250.	Niobium	Nb.	?
Cer	Ce.	591¼.	Norium	No.	?
Chlor	Cl.	443¾.	Osmium	Os.	1245.
Chrom	Cr.	328¾.	Palladium	Pd.	666¼.
Didym	D.	620.	Pelopium	Pe.	?
Donarium	Do.	?	Phosphor	P.	392½.
Eisen (Ferrum) . .	Fe.	350.	Platin	Pt.	1233¾.
Erbium	E.	?	Quecksilber (Hydrargyrum)	Hg.	1250.
Fluor	F.	235.	Rhodium	R.	652½.
Gold (Aurum) . . .	Au.	2462½.	Ruthenium	Ru.	651¼.
Jod	J.	1587½.	Sauerstoff (Oxygenium)	O.	100.
Iridium	Ir.	1233¾.	Schwefel (Sulphur) .	S.	200.
Kalium	K.	490.	Selen	Se.	496¼.
Kiesel (Silicium) . .	Si.	28¾.	Silber (Argentum) .	Ag.	1350.

Namen.	Zeichen.	Mischungsgewicht.	Namen.	Zeichen.	Mischungsgewicht.
Stickstoff (Nitrogenium)	N.	175.	Wasserstoff (Hydrogenium)	H.	12½.
Strontium	Sr.	546¼.	Wismuth (Bismuthum)	Bi.	1332½.
Tantal	Ta.	1150.	Wolfram	W.	1150.
Tellur	Te.	802½.	Yttrium	Y.	402½.
Terbium	Tb.	?	Zink	Zn.	406⅝.
Thorium	Th.	745.	Zinn (Stannum) . .	Sn.	736¼.
Titan	Ti.	301¼.	Zirkon	Zr.	420.
Uranium	U.	743¾.			
Vanadin	V.	858¾.			

Bemerkung. Bei einigen Elementen ist das Mischungsgewicht noch völlig unbekannt, bei andern weichen die Angaben der Chemiker von einander ab. Manche beziehen die Aequivalente nicht auf den Sauerstoff, sondern auf den Wasserstoff, indem sie diesen = 1 setzen. Um die in diesem Falle geltenden Aequivalentzahlen zu finden, darf man nur die oben genannten durch 12½ (nämlich durch das Mischungsgewicht des Wasserstoffs, wenn der Sauerstoff = 100 ist) dividiren. Man erhält dann z. B. für den Sauerstoff das Aequivalent 8, für den Schwefel 16 u. s. w.

Die vorstehende Tabelle zeigt uns, in welchen Gewichtsverhältnissen sich die Elemente nach dem Gesetze der einfachen Proportionen mit dem Sauerstoff und unter einander verbinden.

Viele Elemente besitzen aber die Fähigkeit, sich unter gewissen Umständen, namentlich bei verändertem Wärmegrade, mit verschiedenen Mengen von Sauerstoff oder von einem andern Elemente zu verbinden.

Einige Beispiele mögen dies erläutern. — Das Mischungsgewicht des Sauerstoffes, wie in unserer Tabelle, = 100 gesetzt, beträgt das des Phosphor, wenn es nicht auf peinliche Genauigkeit ankommt, in runder Zahl = 400. Es verbinden sich also nach dem Gesetze der einfachen Proportionen 400 Gewichtstheile, z. B. Loth, Phosphor mit 100 Loth Sauerstoff. Nach Umständen können sich aber die 400 Loth Phosphor auch mit 300 oder 500 Loth Sauerstoff verbinden. — Nach dem Gesetze der einfachen Proportionen treten 350 Loth Eisen mit 200 Loth Schwefel in chemische Verbindung; die 350 Loth Eisen vermögen sich aber auch mit 300 oder 400 Loth Schwefel zu verbinden.

Gewiß fällt es uns sofort auf, daß auch hier keine Willkühr herrscht, daß vielmehr die Verhältnißzahl des vermehrten Elementes ein Vielfaches in einer ganzen Zahl oder doch in einer sehr einfachen Bruchzahl von der ursprünglichen

Verhältnißzahl ist; sie beträgt z. B. das Doppelte, Drei-, Vier-, Fünffache, oder das $1^1/_2$-fache u. s. w. von derselben.

Das Gesetz hierüber heißt das Gesetz der vielfachen (multiplen) Proportionen. Es lautet mithin:

Die Elemente können sich gewöhnlich in mehreren verschiedenen Gewichtsverhältnissen mit einander vereinigen, die aber stets in einer so nahen Beziehung zu einander stehen, daß die höheren Verhältnißzahlen aus der Multiplikation der niedrigsten durch eine ganze Zahl oder einen sehr einfachen Bruch entstehen.

Natürlich gehen aus solchen auf das Gesetz der vielfachen Proportionen gegründeten Verbindungen ganz andere chemische Körper hervor, als aus den Verbindungen nach dem Gesetze der einfachen Proportionen, und es sind zu ihrer Bezeichnung besondere Namen erforderlich.

Betrachten wir vor Allem die Verbindungen der Elemente mit dem Sauerstoff. Wir nannten im Allgemeinen jede Verbindung eines Elementes mit dem Sauerstoff ein Oxyd, und wir unterscheiden saure und basische Oxyde (nebst neutralen). Jetzt wissen wir, daß es niedrigere und höhere Grade der Oxydation, daß es also Oxydationsstufen giebt. Zugleich merken wir uns, daß man den Namen Oxyd im engeren Sinne gewöhnlich nur bei den basischen Verbindungen der Metalle mit dem Sauerstoff anwendet, während die sauren Oxyde schlechthin Säuren genannt werden.

Sind nun bei einem Metalle zwei Oxydationsstufen vorhanden, so heißt die niedrigere, bei welcher also der wenigste Sauerstoff vorhanden ist, Oxydul, die höhere Oxyd.

So ist es z. B. bei dem Eisen der Fall, welches zwei basische Oxydationsverhältnisse eingehen kann. Nach dem Gesetze der einfachen Proportionen (s. die Tabelle der Mischungsgewichte) verbinden sich 350 Gewichtstheile Eisen mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff. Dies ist die niedrigste Oxydationsstufe, und sie führt demnach den Namen Eisenoxydul. Das Eisen vermag sich aber auch mit $1^1/_2$mal so viel Sauerstoff zu verbinden, so daß 350 Eisen mit 150 Sauerstoff, oder was dasselbe ist, 700 Eisen mit 300 Sauerstoff zusammentreten. Diese höhere Oxydationsstufe heißt Eisenoxyd. (Es giebt sogar noch eine dritte Stufe der Oxydation des Eisens, 350 Eisen mit 300 Sauerstoff; diese Verbindung verhält sich aber nicht mehr wie eine Base, sondern sie hat den Character einer Säure, und führt deshalb den Namen Eisensäure.)

Zuweilen sind die basischen Verbindungen noch zahlreicher, dann gebraucht man die Bezeichnungen: Oxydul — Oxyd — Hyperoxyd (Superoxyd) d. i. Ueberoxyd.

Finden bei Säuren verschiedene Oxydationsstufen statt, so bezeichnet man die an Sauerstoff ärmere Säure insgemein durch ein von dem Namen des gesäuerten Elementes gebildetes Eigenschaftswort mit der Endung „ig", z. B. schweflige, phosphorige, salpetrige Säure. Sind der Stufen mehrere vorhanden, so bedarf man natürlich mannigfaltigerer Bezeichnungen. So ist es z. B. bei den Sauerstoff=Verbindungen des Schwefels, bei denen man unterscheidet: unterschweflige Säure, schweflige Säure, Unterschwefelsäure, Schwefelsäure, Trithionsäure, Tetrathionsäure, Penthathionsäure.

Endlich bemerken wir, daß wenn zwei zusammengesetzte Körper sich verbinden, wenn also z. B. aus der Vereinigung einer Säure und einer Base ein Salz entsteht, dieselbe Gesetzmäßigkeit Geltung hat, die wir bei der chemischen Verbindung zweier Elemente kennen lernten. Nehmen wir als Beispiel die phosphorsaure Kalkerde.

Calcium = 250 Sauerstoff = 100	Kalkerde = 350	phosphorsaure Kalkerde = $1242^1/_2$.
Phosphor = $392^1/_2$ Sauerstoff = 500	Phosphorsäure = $892^1/_2$	

Die Lehre von der Gesetzmäßigkeit der chemischen Verbindungen führt den Namen **Stöchiometrie** d. h. Messung der Elemente.

9. Die chemische Zeichenschrift.

Alle die im vorstehenden Abschnitte besprochenen stöchiometrischen Verhältnisse werden durch die chemische Zeichenschrift, auf welche wir nun näher eingehen, überaus klar und einfach ausgedrückt.

Schon oben wurde bemerkt, daß man die Elemente durch einen oder zwei Buchstaben bezeichnet, und diese Bezeichnungen sind in der Tabelle der Mischungsgewichte angegeben.

Treten nun zwei Elemente zu einer chemischen Verbindung zusammen, so stellt man ihre beiden Zeichen neben einander. Man bezeichnet also:
die Verbindung des Schwefels mit Sauerstoff durch : SO,
" " " Kohlenstoffes " " " : CO,

die Verbindung des Phosphors mit Sauerstoff durch : PO,
" " " Eisens " Schwefel " : FeS,
" " " Kupfers " Chlor " : CuCl,
indem das Zeichen des Radikals stets vorangesetzt wird.

Diese Buchstaben deuten aber nicht bloß die Elemente an, sondern sie gelten zugleich als Bezeichnung des Mischungsgewichtes (der Aequivalent= oder stöchiometrischen Zahl). Mithin bezeichnet die Formel SO nicht bloß, daß der Schwefel mit dem Sauerstoff chemisch verbunden ist, sondern zugleich, daß diese Verbindung 200 Gewichtstheile Schwefel und 100 Gewichtstheile Sauerstoff enthält. So bedeutet: „CO" 75 Theile Kohlenstoff und 100 Theile Sauerstoff.

Ist nun der Sauerstoff (oder ein anderes Element) nach dem Gesetze der vielfachen Proportionen in einer mehrfachen Quantität vorhanden, so setzt man zu dem betreffenden Buchstaben (unten oder oben) *eine kleine Ziffer*, welche anzeigt, das Wievielfache gemeint sei. In der schon oft erwähnten Phosphorsäure z. B. ist fünfmal soviel Sauerstoff zu dem Phosphor getreten, als die das niedrigste Maaß andeutende Mischungsgewichtszahl anzeigt. Während also die Formel: PO eine Verbindung von $392\frac{1}{2}$ (oder in runder Zahl 400) Gewichtstheilen Phosphor mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff anzeigt, erhält die Phosphorsäure das Zeichen PO_5 oder PO^5, wodurch sofort angedeutet wird, daß $392\frac{1}{2}$ (400) Theile Phosphor mit $5 \times 100 = 500$ Theilen Sauerstoff verbunden sind. — Ebenso bedeutet das Zeichen der Kohlensäure CO_2 oder CO^2, daß auf 75 Gewichtstheile Kohlenstoff $2 \times 100 = 200$ solche Gewichtstheile Sauerstoff kommen.

Um Brüche zu vermeiden gebraucht man statt der Formel: $FeO_{1\frac{1}{2}}$ die gleichbedeutende Bezeichnung $Fe_2\ O_3$; statt $SO_{2\frac{1}{2}}$ schreibt man $S_2\ O_5$ und so in allen ähnlichen Fällen.

Zur Bezeichnung der Sauerstoffsalze werden natürlich die Zeichen der Base und der Säure verbunden. Jene, als das Radikal des Salzes, erhält dabei den ersten Platz, und man pflegt zwischen beide Zeichen ein Komma zu setzen. Demnach sind die Formeln:

für kohlensauren Kalk $= CaO,\ CO_2$
für phosphorsauren Kalk $= CaO,\ PO_5$
für schwefelsaures Kali $= KO,\ SO_3$ u. s. w.

Es ist einleuchtend, welche Ersparniß an Raum und Zeit und welche klare Uebersichtlichkeit der Verhältnisse durch diese Kurzschrift erreicht wird.

10. Die Atomtheorie.

Die merkwürdige Erscheinung, daß alle chemischen Verbindungen nach unveränderlichen Gewichtsverhältnissen erfolgen, führte denkende Chemiker zu der Aufstellung einer Lehre, aus welcher sie dieselbe erklären wollten. Dies ist die sogenannte Atomtheorie, deren wichtigste Sätze jetzt folgen.*

1) Kein Stoff darf als eine ungeordnete Masse gedacht werden, sondern jeder Körper, sei er ein einfacher oder ein zusammengesetzter, besteht aus unendlich kleinen, selbst dem bewaffneten Auge unsichtbaren, untheilbaren, undurchdringlichen Theilchen, den sogenannten Atomen. (Dies Wort bezeichnet etwas Untheilbares.)

2) Alle Atome eines und desselben Elementes sind unter einander vollkommen gleich, von den Atomen jedes anderen Elementes aber namentlich im Gewichte verschieden.

3) Wie die Sterne durch Zwischenräume von einander getrennt werden, welche weit größer sind, als sie selbst, so berühren sich auch die Atome eines Körpers nicht, sondern sind durch Zwischenräume geschieden, welche zwar unserm Auge unsichtbar sind, aber doch die Atome an Größe weit übertreffen.

4) Wie die Anziehungskraft alle Weltkörper verbindet, so werden auch die Atome eines jeden Körpers durch dieselbe zusammengehalten.

5) Diese Anziehungskraft nimmt in dem Grade ab, in welchem die Entfernung der Atome zunimmt.

Darauf gründen sich die drei Aggregats- oder Zusammenhangsformen der Körper. Bei festen (starren) Körpern sind die Zwischenräume am kleinsten, daher wirkt die Anziehungskraft oder Attraction am stärksten, und die Trennung der Theile erfordert einen gewissen Kraftaufwand; bei den flüssigen Körpern sind die Zwischenräume größer, daher ist die Attraction geringer, die Theilung leichter; bei den luftförmigen Körpern sind die Zwischenräume so groß, daß gar keine Anziehung der Atome mehr stattfindet, daß sich dieselben vielmehr immer weiter von einander zu entfernen streben.

6) In die zwischen den Atomen befindlichen Zwischenräume dringen die Ströme der Wärme, der Electricität und des Magnetismus ein. Erstere namentlich treiben die Atome aus einander und bewirken den

* Nach Hirzel.

Uebergang eines starren Körpers in den tropfbar-flüssigen, und aus diesem in den luftförmigen Zustand.

7) Wenn sich zwei Elemente chemisch verbinden, so geschieht dies dergestalt, daß je ein Atom des einen mit einem oder mehreren Atomen des andern in innige Berührung tritt, wodurch zusammengesetzte Atome entstehen.

8) Dieselben Gewichtsverhältnisse, welche zwischen den Bestandtheilen *eines* zusammengesetzten Körpers stattfinden, müssen auch in den kleinsten Theilen desselben vorhanden sein. Lehrt nun die Erfahrung, daß im Calcium-Oxyde (im gebrannten Kalk) 250 Gewichtstheile Calcium-Metall mit 100 Gewichtstheilen Sauerstoff vorhanden sind, so muß auch, wenn ein Atom Calcium mit einem Atom Sauerstoff verbunden ist, jenes ein Gewicht von 250 und dieses ein Gewicht von 100 haben. Deshalb nennt man die Mischungsgewichte oder Aequivalente auch Atomgewichte.

Es ist nicht zu *verkennen*, daß nach der Atomtheorie sich die wichtigsten *chemischen* Vorgänge ungezwungen erklären lassen. Auch noch verschiedene *später* zu besprechende Erscheinungen scheinen die Richtigkeit dieser Hypothese zu bestätigen.

Zweites Kapitel.

Der Wasserstoff.

Durch die an die Betrachtung des Sauerstoffes geknüpften Bemerkungen sind uns die Pforten der Chemie aufgethan. Wir haben die Grundbegriffe und die wichtigsten Verbindungsgesetze, so wie die chemische Zeichenschrift kennen gelernt, und je vertrauter wir uns damit gemacht haben, desto leichter werden wir auf unserem Pfade vorwärts schreiten können.

Das zweite Element, zu dessen Betrachtung wir nun übergehen, ist der Wasserstoff. Sein griechisch-lateinischer Name ist Hydrogenium d. i. Wassererzeuger oder Wasserbildner. Warum er so heiße, wird uns im Folgenden bald klar werden. Das Zeichen für den Wasserstoff ist $= H$; sein Mischungs- oder Atomgewicht (Aequivalent) ist $= 12\frac{1}{2}$ oder in Dezimalbruchform $= 12{,}5$ d. i. $12\frac{5}{10}$, natürlich unter der Voraussetzung, daß der Sauerstoff $= 100$ angenommen wird.

1. Die Gewinnung des Wasserstoffes.

Versuch 13. Man verschaffe sich von einem Klemptner eine Handvoll kleiner Zinkabschnitte, wie sie bei den Arbeiten desselben in Menge abfallen.

Hierauf bereite man verdünnte Schwefelsäure, indem man ein starkes Fläschchen etwa zu 2/3 mit Wasser füllt, und den sechsten Theil soviel englische Schwefelsäure sehr langsam und allmählig *hinzugießt.*

Wir wissen bereits, daß bei den vielen chemischen Prozessen Wärme entsteht. Dies geschieht auch bei der Mischung von Wasser und Schwefelsäure. Gießt man das Wasser in die Schwefelsäure, so wird die Erhitzung weit stärker, als bei dem umgekehrten Verfahren, ja man läuft Gefahr, daß das Glas zerspringt. Will man also Schwefelsäure verdünnen, so gieße man stets die Schwefelsäure ins Wasser. Am allersichersten geht man, wenn man das Wasserfläschchen, in welches die Schwefelsäure kommen soll, in ein Becken mit Wasser stellt, die Säure tropfenweise zusetzt und die Flasche ruhig stehen läßt, bis sie erkaltet ist. (Die unverdünnte Säure heißt concentrirt.)

Nun schütte man eine Anzahl von den Zinkstückchen in ein Fläschchen und gieße etwas von der verdünnten Schwefelsäure auf dieselben: es entsteht sogleich lebhafte Unruhe in der Flasche, große Blasen entwickeln sich, während das Zink allmählig verschwindet, und die Flasche füllt sich mit einer Luftart, welche aus derselben emporsteigt. Dies ist das Wasserstoffgas.

Dasselbe ist, gleich dem Sauerstoff, ein beständiges oder permanentes Gas, und wie dieser farb-, geschmack- und geruchlos. Gewöhnlich entsteht allerdings bei der Entwickelung des Wasserstoffs aus Zink ein unangenehmer Geruch, weil das im Handel vorkommende Zink nie chemisch rein ist, daher auch keinen vollkommen reinen Wasserstoff liefert.



2. Versuche mit Wasserstoffgas.

Versuch 14. Man verstopfe die Flasche, in welcher sich das Wasserstoffgas entwickelt, mit einem durchbohrten Korke, in welchem eine kurze Glasröhre oder ein Stück von einer Thonpfeifenröhre steckt. Wenn die Gasentwickelung einige Zeit fortgedauert hat, **nicht früher,** nähere man dem oberen Ende des Röhrchens einen brennenden Fidibus: es erscheint mit einem schwachen Knalle eine Flamme, welche fortbrennt, so lange Wasserstoffgas aufsteigt. Ihre

Leuchtkraft ist so gering, daß man sie bei hellem Tageslichte nur mit Mühe wahrnehmen kann.

Dieser Versuch lehrt uns, daß das Wasserstoffgas eine brennbare Luftart ist. „Das Wasserstoffgas verbrennt" heißt nichts Anderes, als: „es verbindet sich mit Sauerstoff," wie wir aus dem Früheren wissen, oder es wird oxydirt. Welches das — unsichtbare — Product dieser Oxydation oder Verbrennung sei, zeigt uns:

Versuch 15. Wir halten eine reine, trockne Flasche mit weiter Mündung verkehrt über die Wasserstoffflamme: die Flasche beschlägt, d. h. es setzen sich an ihren inneren Wänden feine Wassertropfen ab. Mithin wird bei der Verbrennung des Wasserstoffes Wasser gebildet, und Wasser ist nichts Anderes, als oxydirter oder verbrannter Wasserstoff, oder was dasselbe besagt: Wasser ist eine chemische Verbindung des Wasserstoffes mit dem Sauerstoff, und da von beiden Elementen je ein Atom erforderlich *ist*, so *ist* das chemische Zeichen für das Wasser = HO.

Da das Mischungsgewicht des Wasserstoffs = $12\frac{1}{2}$, das des Sauerstoffes = 100 ist, so kann man auch sagen: 1 Gewichtstheil Wasserstoff verbindet sich mit 8 Gewichtstheilen Sauerstoff zu 9 Gewichtstheilen Wasser, und in jeder beliebigen Menge Wasser besteht $^1/_9$ des Gewichts aus Wasserstoff, $^8/_9$ aber aus Sauerstoff.

Anders erscheint das Mischungsverhältniß, wenn man nicht auf das Gewicht, sondern auf die räumliche Ausdehnung (das Volumen) der beiden im Wasser verbundenen Stoffe sieht. Dann besteht nämlich das Wasser aus einem Raumtheile Sauerstoff und zwei Raumtheilen Wasserstoff. Dennoch besagen diese Zahlen dasselbe, wie die Mischungsgewichte. Das Wasserstoffgas ist nämlich außerordentlich leicht, es ist die leichteste unter allen Luftarten, und zwar ist es nur $^1/_{16}$mal so schwer, als das Sauerstoffgas. Mithin nimmt eine gewisse Gewichtsmenge Wasserstoff 16mal so viel Raum ein, als die gleiche Gewichtsmenge Sauerstoff. Da nun bei der Bildung des Wassers auf 8 Gewichtstheile Sauerstoff gerade ein Gewichtstheil Wasserstoff kommt, so nimmt letzterer wirklich 16 solche Räume ein, wie der Sauerstoff deren 8 ausfüllt, mithin ist das Raumverhältniß O : H = 8 : 16 = 1 : 2. Manche Chemiker berücksichtigen bei den Verbindungen der Gase mit einander in der Zeichenschrift nicht das Gewichts-, sondern das Raumverhältniß; sie bezeichnen demnach das Wasser durch die Formel: 2H + O oder kürzer: H_2O.

Eine merkwürdige Erscheinung ist es, daß aus zwei Raumtheilen Wasserstoff und einem Raumtheile Sauerstoff nicht, wie man glauben sollte, drei solche Raumtheile Wasserdampf entstehen, sondern nur zwei; es findet also bei der chemischen Verbindung der beiden Gase eine Verdichtung derselben um ein Drittel statt.

Versuch 16. Während das Wasserstoffgas aus der Entwickelungsflasche (Versuch 12) aufsteigt (bevor es angezündet wird), halte man ein starkes, nicht schadhaftes Trinkglas über die Oeffnung der Flasche, wende es dann schnell um, entferne es eben so rasch von der Flasche, und halte, indem man die Oeffnung von sich abkehrt, einen brennenden Fidibus hinein: es fährt eine Flamme aus dem Glase und man vernimmt einen schwachen Knall.

Ist man bei der Bereitung der Wasserstofflampe (Versuch 14) unvorsichtig, indem man der Flasche zu frühe mit dem Lichte nahe kommt, so wird der Kork mit großer Gewalt und lautem Knalle in die Höhe geschleudert, oder, wenn er zu fest sitzt, zerspringt die Flasche.

In beiden Fällen enstand eine Mischung des Wasserstoffgases mit der atmosphärischen Luft, welche man Knallgas nennt. Dasselbe besteht aus einer Verbindung von 2 Raumtheilen Wasserstoff und einem Raumtheile Sauerstoff, und wenn es angezündet wird, erfolgt die Wasserbildung plötzlich und unter heftiger Explosion.

Mittelst des Knallgases vermag man den höchstmöglichen Grad von Hitze zu erzeugen, denn weil der Wasserstoff bei seiner Verbrennung (d. h. also bei der Knallgasbildung) mehr Sauerstoff verzehrt, als irgend ein anderer brennbarer Körper, nämlich das Achtfache seines Gewichtes, so entwickelt er auch die größte Wärme. Die Darstellung des Knallgases geschieht auf verschiedene Weise. Man füllt z. B. ein zur bequemen Auffangung von Gasen eingerichtetes Gefäß (einen Gasometer) zu zwei Dritttheilen seines Raumes mit Wasserstoffgas und zu einem Dritttheil mit Sauerstoffgas, mit andern Worten: man bereitet Knallgas. Dieses treibt man mittelst einer Compressionspumpe in ein sehr starkes kupfernes Gefäß, welches eine mit einem Hahne versehene enge Röhre hat. Nun läßt man die Knallluft aus dieser in einem feinen Strahle in eine Lichtflamme strömen, wodurch eine Hitze entsteht, in welcher Platindrath, der im heftigsten Ofenfeuer nicht flüssig wird, wie Wachs zerfließt. Edelsteine und reine Erden, welche in keinem andern Feuer schmelzen, werden in der Flamme des Knallgases in Fluß gebracht, man benutzt sie daher zur Bildung künstlicher Edelsteine.

Natürlich ist aber eine solche Vorrichtung nicht ohne Gefahr. Springt z. B. das kupferne Gefäß in Folge zu starker Zusammenpressung der Luft in demselben, oder brennt die Flamme durch die Röhre hinein, so erfolgt die fürchterlichste Explosion.

Man verfährt daher gewöhnlich anders, nämlich man füllt eine Schweinsblase mit Sauerstoff, die andere mit Wasserstoff. In der Mündung jeder der beiden Blasen ist ein in eine haarfeine Oeffnung auslaufendes Rohr mit einem Hahne angebracht, und nun treibt man, indem man die Blasen leise drückt, die Gase heraus. Zuerst öffnet man den Hals des Wasserstoffbehälters und zündet den Gasstrom an, dann läßt man den Sauerstoff hinzuströmen, so daß immer nur ganz kleine Mengen von Knallgas entstehen. Auch kann man aus einer mit Sauerstoff gefüllten Blase diesen in eine (nach Versuch 14 gebildete) Wasserstoff-Flamme strömen lassen.

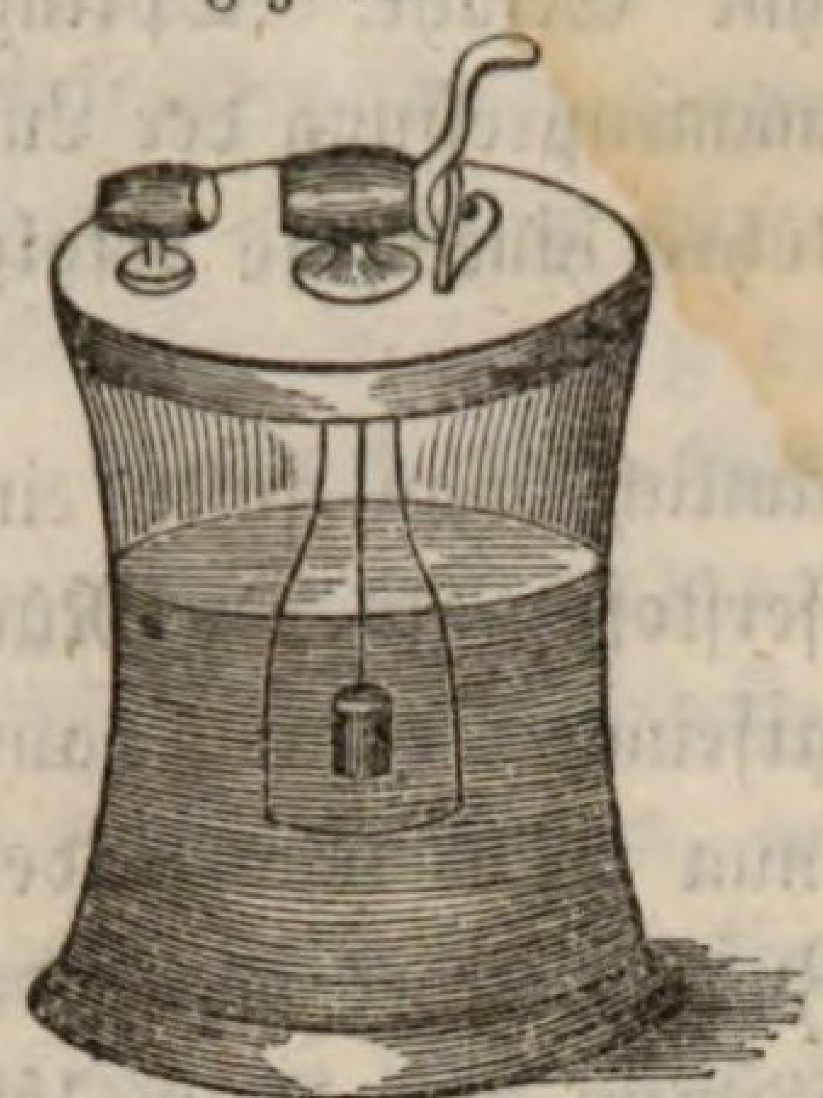
Das Füllen der Blasen geschieht sehr einfach, indem man sie, nachdem man sie durch Zusammendrücken möglichst luftleer gemacht hat, mit dem in ihre Mündung fest eingebundenen Röhrchen — welches allenfalls ein abgeschlagener Flaschenhals sein kann, über das Gasleitungsrohr hält, aus welchem Sauerstoff (Versuch 1) oder Wasserstoff (Versuch 13) ausströmt, und sie, sobald sie gefüllt sind, schnell unter Wasser mit einem Kork verstopft, durch welchen ein in eine feine Spitze auslaufendes Glasröhrchen * gesteckt ist, dessen Oeffnung man bis zum Gebrauch mit einem Wachspfropf verklebt, wenn die Vorrichtung keinen Hahn hat.

Ein Stück Kreide glüht in der Flamme des Knallgasgebläses mit einem ganz außerordentlich hellen Lichte, welches man nach seinem Entdecker das Drummondsche Kalklicht oder auch das Sideral licht (d. i. Sternlicht) nennt. Drummond benutzte dasselbe als Signallicht für Leuchtthürme; bei dem Hydro-Oxygengas-Mikroscop werden die zu vergrößernden Gegenstände damit beleuchtet. Vor einigen Jahren machte ein Franzose den Vorschlag, ganz Paris von Einem Punkte aus mittelst dieses Lichtes zu erleuchten.

Eine praktische Anwendung von dem Knallgase macht man in den Döbereinerschen Zündmaschinen (Wasserstoff- oder Platinfeuerzeugen). In ein großes Glas, welches mit einem Deckel versehen ist,

* Dergleichen Spitzröhren erhält man, wenn man eine längere Glasröhre in der Weingeistflamme zum Glühen bringt, und sie dann langsam in zwei Theile auseinander zieht.

Fig. 12.



hängt von diesem eine Flasche ohne Boden hinab, die einen Kloben von Zink umgiebt, und oberhalb des Deckels, durch den sie hindurchgeht, mit einem Hahne verschlossen ist. Das Glas ist zum großen Theile mit verdünnter Schwefelsäure angefüllt. Tritt diese an das Zink, so entsteht Wasserstoffgas (s. Versuch 13), welches sich in der Flasche sammelt, und die Schwefelsäure aus derselben verdrängt, worauf die Entwickelung des Gases aufhört, weil die Säure nicht mehr mit dem Zink in Berührung kommt. Oeffnet man nun den Hahn, so strömt ein äußerst feiner Strahl des Gases in wagrechter Richtung aus, und trifft auf einen gegenüber angebrachten Platinschwamm. Dies ist ein durch die feinste Zertheilung des Platinmetalles gebildeter, äußerst poröser Körper, welcher vermöge der auf seine Porosität gegründeten Haarröhrchenziehung reichliche Mengen von Sauerstoff aus der atmosphärischen Luft in sich aufnimmt. Mit diesem verbindet sich der Wasserstoff zu Knallgas, der Platinschwamm erglüht in Folge des chemischen Prozesses und entzündet das überschüssige Wasserstoffgas.

Eine angenehme Spielerei lehrt

Versuch 17. Man verbinde mit dem Ausgangsrohre der Flasche, in welcher Wasserstoff entwickelt wird, eine Thon- (oder sogenannte Gyps-) Pfeife *, in deren Kopf man etwas Seifenwasser gegossen hat. Indem das Gas durch dieses strömt, bildet es Seifenblasen, welche in der Luft emporsteigen, und welche man mit einem brennenden Fidibus anzünden kann.

Fig. 13.



Das Aufsteigen der Seifenblasen ist eine Folge der oben besprochenen großen Leichtigkeit des Wasserstoffgases,

* Die luftdichte Verbindung verschiedener Röhren bewirkt man am leichtesten durch Kautschouk (Gummi elasticum). Man erweicht zu diesem Zwecke ein hinreichend großes, viereckiges, dünnes Stück davon in heißem Wasser oder auf dem Ofen, legt dasselbe um die zu verbindenden Röhren, durchschneidet mit einer scharfen Scheere die überstehenden Streifen und drückt die frischen Schnittflächen,

welches 14$^1/_2$mal so leicht ist, als die atmosphärische Luft. Daher entweicht es so rasch aus unverschlossenen Gefäßen; daher steigt ferner ein mit Wasserstoff gefüllter Luftballon (eine sogenannte Charlière) mit großer Leichtigkeit empor. Man kann jedoch Luftbälle auch zum Steigen bringen, wenn man nur die in ihnen befindliche atmosphärische Luft durch Erhitzung verdünnt, mithin leichter macht (Montgolfièren).

Versuch 18. Obschon das Wasserstoffgas selbst brennbar ist, vermag es doch die Verbrennung anderer Körper nicht zu unterhalten. Davon kann man sich überzeugen, wenn man es in derselben Weise, wie es (Versuch 1) mit dem Sauerstoff geschah, aber natürlich ohne Erhitzung des Entbindungsgefäßes, in eine Flasche leitet. Hält man diese, sobald sie wasserleer, also mit Gas gefüllt ist, mit der Oeffnung nach unten, damit das Gas nicht sogleich verfliegt, und steckt dann schnell ein an einem umgebogenen Drathe befestigtes brennendes Wachslichtchen von unten hinein, so entzündet sich zwar das Gas an der Mündung der Flasche, aber das Wachslicht erlischt im Innern derselben, und entzündet sich erst wieder, wenn man es in das brennende Gas herabsenkt.

Fig. 14.

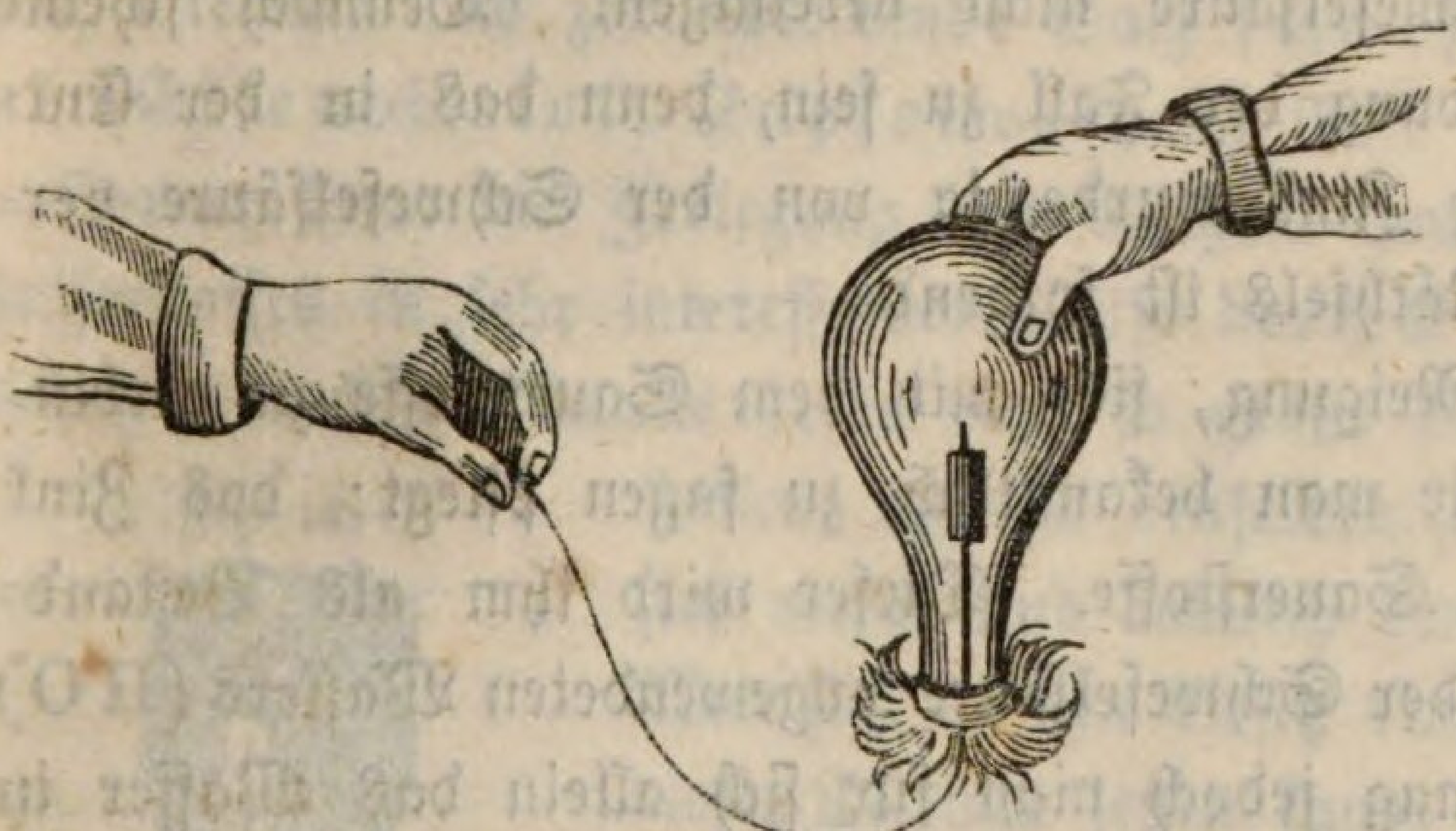


Fig. 15.



Versuch 19. Hält man über die Flamme der Wasserstofflampe (Versuch 14) eine genügend weite, an beiden Enden offne Glasröhre, so ensteht ein eigenthümliches Tönen. Man nennt diese Erscheinung

ohne sie zu berühren, mit den Fingernägeln an einander. Sie kleben luftdicht zusammen und bilden eine Röhre, welche man an beiden Enden an die zu vereinigenden Röhren festbindet. (Stöckhardt.)

die chemische Harmonika. Der Ton ist bei engen Röhren höher, als bei weiten.

3. Erklärung des Vorganges bei Entwickelung des Wasserstoffgases.

Zink ist, wie alle Metalle, ein Element, mithin ein einfacher Stoff, Schwefelsäure hingegen ein aus einem Atom (Aequivalent) Schwefel und drei Atomen (Aequivalenten) Sauerstoff zusammengesetzter Körper (SO_3). Die flüssige Schwefelsäure enthält auch in ihrem concentrirten Zustande außerdem Wasser, welches so innig mit ihr verbunden ist, daß sie es nicht losläßt. Ihre vollständige Bezeichnung ist mithin HO, SO_3. Bei ihrer Verdünnung wurde noch mehr Wasser hinzugesetzt, welches zwar auch in eine chemische, aber leichter aufzuhebende Verbindung mit ihr trat.

Nun kennen wir bereits das Naturgesetz, nach welchem in der Regel einfache Stoffe nur mit einfachen, zusammengesetzte nur mit zusammengesetzten sich chemisch verbinden; mithin kann sich das Element Zink mit der zusammengesetzten Schwefelsäure nicht vereinigen. Dennoch scheint dies bei der Wasserstoffbildung der Fall zu sein, denn das in der Entwickelungsflasche befindliche Zink wurde ja von der Schwefelsäure verzehrt. Die Lösung des Räthsels ist folgende.

Das Zink hat große Neigung, sich mit dem Sauerstoffe zu verbinden (zu oxydiren) oder wie man bekanntlich zu sagen pflegt: das Zink besitzt große Affinität zum Sauerstoffe. Dieser wird ihm als Bestandtheil des zur Verdünnung der Schwefelsäure angewendeten Wassers (HO) dargeboten; das Zink vermag jedoch nicht für sich allein das Wasser in seine beiden Elemente zu zerlegen, um sich den Sauerstoff desselben anzueignen. Wohl aber ist ihm dies möglich, wenn es mit der Schwefelsäure zusammenkommt. Letztere hat nämlich die heftige Neigung, sich mit oxydirtem Zink zu verbinden; sie unterstützt demnach das Zink in seinem Verlangen nach Oxydation, und in Folge dieser Unterstützung gelingt es diesem, dem Wasser den Sauerstoff zu entreißen. (Derartige Verwandtschaft heißt prädisponirend.)

Indem sich nun das Zink durch die Verbindung mit dem Sauerstoffe des Wassers in Zinkoxyd verwandelt, wird der Wasserstoff des Wassers frei. Zugleich aber verbindet sich augenblicklich die Schwefelsäure mit dem Zinkoxyd, und es entsteht ein Salz, welches,

wie wir bereits wissen, schwefelsaures Zinkoxyd* heißt und im Wasser aufgelöset ist, aus dem man es durch Verdampfung im starren Zustande erhält. (Es führt auch die Namen Zinkvitriol, weißer Vitriol, Galitzenstein, Kupferrauch.)

Folgendes Schema gewährt einen schnellen Ueberblick über den ganzen Vorgang.

Schwefelsäure	S, O	. . . . .	schwefelsaures Zinkoxyd ($ZnO, SO_3 + HO$) bleibt in der Flasche
Zink	Zn	Zink-Oxyd	
Wasser	O		
	H	. . . . .	Wasserstoff wird frei.

Der schwarze Schlamm, welcher sich unter dem Salze befindet, rührt von der in dem unreinen Zink befindlichen Kohle her, welche in Säuren nicht löslich ist und daher zurückbleibt.

Statt des Zink kann man Eisen zur Gewinnung des Wasserstoffs anwenden. Nimmt man statt der Zinkabschnitte Eisenfeilspäne, und verfährt mit diesen in ganz gleicher Weise, so ist der Vorgang völlig derselbe, nur daß das zurückbleibende Salz schwefelsaures Eisenoxydul (Eisenvitriol, Kupferwasser) ist.

Ferner kann die Zerlegung des Wassers und die Freimachung seines Wasserstoffes in sehr interessanter Weise durch Kalium oder Natrium geschehen, welche Metalle beide eine so große Affinität zum Sauerstoffe haben, daß sie denselben sofort aus dem Wasser an sich reißen und dadurch den Wasserstoff frei machen.

Fig. 16.



Wer sich in den Besitz eines Stückchens von einem dieser Metalle setzen kann, gieße durch Kochen luftleer gemachtes und wieder erkaltetes Wasser in ein Becken, tauche eine mit Wasser gefüllte Flasche in bekannter Weise umgekehrt hinein, und schiebe das Metallkügelchen mittelst eines Drathes, an den man es fest angedrückt hat, darunter. Das Metall ist leichter, als Wasser, steigt daher sofort in der Flasche in die Höhe, und entreißt unter heftigem Zischen dem Wasser den Sauerstoff, wobei dasselbe durch den frei werdenden Wasserstoff allmählig aus der Flasche verdrängt wird, während

* Kurz, aber weniger genau, sagt man wohl auch schwefelsaures Zink und so in ähnlichen Fällen.

das Metall verschwindet, indem sich Kalium= oder Natrium=Oxyd bildet, welches im Wasser des Beckens aufgelöset ist und diesem einen laugenhaften Geschmack und basische Reaction ertheilt.

4. Das Wasser.

Aus der chemischen Verbindung der beiden bis jetzt betrachteten Elemente, des Sauerstoffs und des Wasserstoffs, entstand, wie wir gesehen haben, Wasser. Wir wenden deshalb jetzt diesem überaus wichtigen Körper unsere volle Aufmerksamkeit zu.

1) Das Wasser kann alle drei Zusammenhangs= oder Aggregatsformen annehmen, bald ist es starr (Eis), bald tropfbarflüssig (Wasser im engeren Sinne), bald luftförmig (Wasserdampf). Man verwechsele übrigens nicht etwa Wasserdampf mit Wasserstoffgas; in jenem ist das letztere ebenso mit Sauerstoffgas chemisch verbunden, wie im tropfbaren oder in dem zu Eis erstarrten Wasser.

2) Reines Wasser — d. h. solches, welches keine fremdartigen Bestandtheile enthält — kommt in der Natur fast gar nicht vor, sondern es muß in der Regel auf künstlichem Wege dargestellt werden. Es ist durchsichtig, ohne Farbe, ohne Geschmack und ohne Geruch.

3) Wärme dehnt alle Körper aus, mithin auch das Wasser. Füllt man z. B. einen Topf ganz voll kaltes Wasser, und erhitzt dieses auf einer Kochplatte, so hat es nicht mehr im Topfe Platz, sondern ein Theil fließt über. Läßt man einen mit siedendem Wasser angefüllten Topf ruhig stehen, bis das Wasser erkaltet, so füllt es den Topf nicht mehr aus. 1000 Kubikzoll Wasser von 0^0 Wärme nehmen, wenn sie bis zum Siedepunkte des Thermometers ($+ 80^0$ Réaumur oder $+ 100^0$ Celsius) erhitzt werden, einen Raum von 1045 Kubikzollen ein.

4) Dennoch zeigt das Wasser eine außerordentlich merkwürdige Eigenthümlichkeit hinsichtlich des Einflusses der Wärme, indem es innerhalb gewisser Temperaturgrenzen eine Ausnahme bildet von dem allgemeinen Naturgesetze, daß Wärme die Körper ausdehnt.

Versuch 20. Man fülle eine weithalsige Flasche mit Wasser von 0^0 Wärme, und verstopfe sie mit einem durchbohrten Korke, durch welchen eine Glasröhre senkrecht gesteckt ist, so daß sie in das Wasser hinabreicht, über den Kork aber mehrere Zolle vorsteht. Hierauf gieße man

noch etwas Wasser in diese Röhre, so daß sie etwa halb voll wird. Erwärmt man nun die Flasche langsam und vorsichtig, so gewahrt man die überraschende Erscheinung, daß das Wasser in der Röhre nicht steigt, sondern vielmehr fällt. Bei weiterer Erwärmung beginnt es jedoch zu steigen, und füllt die Röhre bis oben an.

Wenn dieser Zeitpunkt eintritt, entfernt man die Flasche vom Feuer, und läßt das Wasser allmählig erkalten. Dabei sinkt allerdings das Wasser in der Röhre zuerst, dann aber fängt es wieder an zu steigen. Dieses Steigen hat seinen Fortgang, bis das Wasser — wenn die erforderliche Kälte dargestellt werden kann — gefriert.

Ist man im Besitze eines Cylinderthermometers, so kann man dieses durch eine zweite Durchbohrung des Korkes in die Flasche einsenken, und man wird dann finden, daß der niedrigste Wasserstand in dem Röhrchen gerade dann eintritt, wenn das Thermometer + 4° C. zeigt. Sowohl *bei einem höheren als* bei einem niedrigeren Wärmegrade steigt das Wasser im Röhrchen. Wenn das Thermometer 0° zeigt, so hat es gerade dieselbe Höhe wieder erreicht, die es bei + 8° hatte.

Unter gewissen Umständen gelingt es, das Wasser bis auf 10, ja wohl bis auf 14 Grad unter Null zu erkälten, ohne daß es gefriert, und dabei dehnt es sich fortwährend aus.

Mithin ist das Wasser bei + 4° C. am dichtesten, folglich auch am schwersten. Dies ist von der größten Bedeutsamkeit im Haushalte der Natur. Wäre das Wasser bei 0° am dichtesten und schwersten, so würden im Winter in unseren Gewässern die an der kalten Luft so weit abgekühlten obersten Wasserschichten zu Boden sinken und zu Eis erstarren, die Flüsse und Seen würden mithin von unten auf gefrieren, alles Wasser würde schnell in Eis verwandelt, und alle darin lebenden Geschöpfe müßten umkommen. Da aber das + 4° warme Wasser zu Boden sinkt, so kann das Gefrieren nur sehr langsam von der Oberfläche aus stattfinden, und in der Tiefe befindet sich stets Wasser von 4 Grad Wärme.

5) Bei einer Temperatur von 0° fängt das flüssige Wasser in der Regel an, sich in Eis zu verwandeln, es gefriert; Eis aber beginnt zu schmelzen, sobald ein höherer Wärmegrad als 0° eintritt. Mithin ist es die Wärme, welche das Wasser im tropfbarflüssigen Zustande erhält, und tropfbarflüssiges Wasser enthält also eine gewisse Quantität Wärme in sich, welche wir durch das Gefühl oder mittelst des Thermometers nicht wahrzunehmen

vermögen. Solche Wärme heißt gebundene oder verborgene (latente) Wärme.

Verwandelt sich nun das Wasser in einen starren Körper, d. h. gefriert es, so wird die in ihm verborgen gewesene Wärme frei. Darauf beruht die bekannte Erscheinung, daß sich im Winter die Atmosphäre erwärmt, bevor es schneiet. Der Landmann, welcher in diesem Falle, wie so oft, Ursache und Wirkung verwechselt, sagt daher, wenn bei strenger Kälte kein Schnee fällt: es ist zu kalt, darum kann es nicht schneien.

Das Eis nimmt einen größeren Raum ein, als das Wasser, aus welchem es entstanden ist; aus 9 Kubikzollen Wasser werden beinahe 10 Kubikzoll Eis, daher ist das Eis leichter, als das Wasser und schwimmt auf demselben. Durch die Ausdehnung des im Erdboden befindlichen gefrierenden Wassers wird das Erdreich aufgelockert und fruchtbar gemacht.

Wie oben erwähnt wurde, gefriert das Wasser nicht immer bei einer Temperatur von 0°. Geschieht das Erkalten in einem glattwandigen Gefäße sehr langsam und ohne Erschütterung, so erfolgt das Gefrieren oft erst bei 10° unter Null, dann aber plötzlich, besonders wenn man das Gefäß bewegt. Die Temperatur steigert sich dabei bis auf 0°. Man nennt diese Erscheinung eine Ueberschmelzung, und nimmt sie auch noch bei verschiedenen andern Körpern wahr. — Ebenso gefriert das Wasser schwer, wenn es in einem Gefäße mit sehr starken Wänden fest verschlossen ist, weil dann dem Eise die Möglichkeit genommen ist, sich auszudehnen. Schwache Wände werden zersprengt. — Wasser, worin 25 Prozent Kochsalz aufgelöset sind, gefriert erst bei — $15\frac{1}{2}$°C.; Seewasser, worin $\frac{1}{30}$ Salz aufgelöset ist, gefriert bei — 2° C.

Wenn sich Eis in Wasser verwandeln soll, so muß ihm Wärme zugeführt werden, und es verschluckt dieselbe, so daß keine Erhöhung der Temperatur in einem mit Eis gefüllten und auf eine heiße Kochplatte gestellten Gefäße stattfindet, bevor nicht alles Eis geschmolzen ist.

Schmilzt das Eis in der freien Luft, so entzieht es natürlich dieser die zu seinem Flüssigwerden erforderliche bedeutende Quantität Wärme, und es ist deshalb bei Thauwetter kühl.

Aus demselben Grunde wird das Fleisch im Sommer in Eiskellern aufbewahrt, wenn es kühl und somit frisch bleiben soll, und bei entzündlichen Krankheiten (Hirnentzündung u. dergl.) wendet man Eisumschläge an, um die Hitze zu mäßigen. Würde bei uns im Frühlinge

nicht die Luft durch die schmelzenden Eis- und Schneemassen kühl erhalten, so würde die Wärme plötzlich auf die Kälte folgen, und Menschen, Thiere und Pflanzen würden erkranken. Umgekehrt geschieht in der herbstlichen Jahreszeit der Wechsel der Temperatur langsam, weil bei der Schnee- und Eisbildung die im Wasser enthalten gewesene latente Wärme frei wird und sich der Atmosphäre mittheilt.

6) Die Erhitzung des Wassers kann nicht bis ins Unendliche fortgesetzt werden, sondern sie findet bei + 80° R. oder was dasselbe ist, bei + 100° C. ihre Grenze, wenn der Luftdruck 28 Zoll beträgt. Führt man dem Wasser alsdann noch mehr Wärme zu, so wird es nicht heißer, sondern es fängt an zu kochen oder zu sieden, d. h. es verwandelt sich in Wasserdampf, indem es aus dem tropfbaren Zustande in den luftförmigen übergeht. Dieser Dampf nimmt einen 1700mal so großen Raum ein, als das Wasser, aus welchem er entstanden ist. Es wird mithin abermals Wärme latent, um das Wasser im dampfförmigen Zustande zu erhalten. Werden die Wasserdämpfe abgekühlt, so verdichten sie sich wieder zu tropfbarem Wasser, wobei ihre latente Wärme zum Vorschein kommt und frei wird.

Kein flüssiger Körper verschluckt bei seinem Uebergange in den luftförmigen Zustand eine so große Menge von Wärme, als das Wasser, welches deshalb auch den dünnsten Dampf bildet. Er ist nur $^{62}/_{100}$mal so schwer, als die atmosphärische Luft, 100 Kubikzoll Wasserdampf wiegen mithin so viel, als 62 Kubikzoll Luft.

Die große Menge der in dem Wasserdampfe enthaltenen gebundenen Wärme, welche bei seiner Verdichtung wieder frei wird, macht ihn zu mancherlei technischem Gebrauche geeignet. Enthält z. B. ein irdener oder metallner Topf mit gut schließendem Deckel in einiger Entfernung über seinem Boden einen zweiten durchlöcherten Boden (einen Durchschlag), legt man auf diesen Speisen, welche weich gekocht werden sollen, z. B. Kartoffeln, Rüben und dergl., und bringt nun das darunter befindliche Wasser zum Sieden, so werden jene Sachen von dem aufsteigenden Dampfe durchdrungen und schneller und schmackhafter gar gekocht, als im Wasser. In Papierfabriken reinigt man in ähnlicher Weise die Lumpen durch Dampf; in Pulvermühlen trocknet man das Pulver durch die Hitze des Wasserdampfes; ja, man kann ganze große Gebäude durch Dampf heizen. Welch wichtige Rolle der Wasserdampf in den Dampfmaschinen spielt, lehrt die Physik.

7) Der Siedepunkt des Wassers ist vom Luftdrucke abhängig. Das Wasser siedet nur dann bei + 80⁰ R. = 100⁰ C., wenn der Luftdruck = 28 Zoll ist. Beträgt er weniger, so siedet das Wasser früher, auf dem Montblanc z. B. bei 14650 Fuß Höhe und einem Barometerstande von 16 Zoll kocht es bei + 84⁰ C., unter der Luftpumpe bereits bei + 30⁰ R.

Will man daher eine Flüssigkeit, die durch zu große Wärme Schaden leiden würde, kochen, so thut man dies im luftverdünnten Raume. Dies geschieht z. B. bei dem Verkochen des Zuckersyrups in den sogenannten Vacuum-Pfannen, aus denen die Luft ausgepumpt ist. (Vacuum = leer.)

Im Gegentheile vermag man eine Flüssigkeit auf mehr als + 100⁰ C. zu erhitzen, ohne daß sie verdampft, wenn man den Luftdruck verstärkt. Diesen Zweck erreicht man durch einen festen Verschluß des Gefäßes, z. B. in dem Papinianischen Topfe, in welchem man Holz, Horn, Knochen und Blei weich zu kochen vermag. Damit das Gefäß durch die Gewalt der eingeschlossenen Dämpfe nicht zersprengt werde, enthält es im Deckel ein mit Gewichten beschwertes Sicherheitsventil, welches sich öffnet und einen Theil des Dampfes ausströmen läßt, sobald der Druck ein gewisses Maaß übersteigt.

8) Salzwasser siedet später, als reines Wasser. Daß Salzwasser schwerer gefriert, als reines Wasser, wurde oben erwähnt; ebenso verändert also der Salzgehalt den Siedepunkt. Löset man z. B. in 100 Loth Wasser 41 Loth Kochsalz, so siedet die Flüssigkeit erst bei + 108⁰ C.; ja, es giebt ein Salz (Chlorcalcium), welches den Siedepunkt bis auf 180⁰ C. erhöht. Man benutzt oft solche Auflösungen, um Körper auf einen höheren Wärmegrad als + 100 C. zu bringen, ohne die Gefahr des Anbrennens befürchten zu dürfen, indem man das den zu erwärmenden Stoff enthaltende Gefäß in ein anderes stellt, welches mit der Salzlösung angefüllt ist, die man nun erhitzt. Eine solche Vorrichtung heißt ein Wasserbad, Marienbad, nach Umständen Chlorcalciumbad.

9) Wasser wird bei jeder Temperatur luftförmig, — es verdunstet.

Versuch 21. Stelle etwas Wasser in einer flachen Schale an die Luft: es verschwindet allmählig, indem es luftförmig wird.

Diese Verdunstung erfolgt aber nicht jederzeit in gleichem Grade, sie ist vielmehr abhängig einmal von der Luftwärme, zum Andern davon,

ob die Luft bereits weniger oder viel Wasserdunst enthält. Die Luft vermag nämlich bei jedem Wärmegrade nur eine gewisse Menge von Wasserdunst aufzunehmen. Es können z. B. 100 Raumtheile Luft bei 0^0 Wärme $^2/_3$ solche Raumtheile Wasserdunst aufnehmen, bei $+10^0$ C. $1^1/_4$ Raumtheile u. s. f. Enthält nun die Luft weniger Wasserdunst, als sie aufzunehmen vermag, so heißt sie trocken, nimmt begierig mehr Wasserdunst auf, und die Verdunstung erfolgt rasch; ist dagegen die Luft mit Wasserdunst gesättiget, so heißt sie feucht, vermag kein Wasser mehr aufzunehmen, und dieses verdunstet daher sehr langsam oder gar nicht. Daher trocknet nasse Wäsche oft sehr rasch, oft sehr langsam.

Kommen zu der mit Wasserdunst gesättigten Luft noch mehr Dünste, oder wird sie abgekühlt, so verdichtet sich ein Theil der Dünste zu sichtbaren Wasserbläschen, es entstehen Thau, Nebel, Wolken.

Der Wärmegrad, bei welchem die Luft die in ihr befindlichen Wasserdünste nicht mehr erhalten kann, so daß sie sich in Tröpfchen an kalte Körper ansetzen, heißt der Thaupunkt. Werkzeuge, mit denen man die Luftfeuchtigkeit untersucht, heißen Hygrometer.

Versuch 22. Umhülle die Kugel eines Thermometers mit Watte, feuchte dieselbe mit Wasser an, und beobachte das Quecksilber; es fällt, und zwar um so rascher, je schneller die Verdunstung erfolgt.

Wiederhole den Versuch mit Weingeist: das Quecksilber sinkt rascher und tiefer, denn die Verdunstung erfolgt schneller.

Noch rascher und bedeutender geschieht die Abkühlung, wenn man die Watte mit Aether befeuchtet, welcher fast augenblicklich luftförmig wird.

Die Flüssigkeiten verdunsten natürlich durch Aufnahme von Wärme, welche sie ihrer Umgebung entziehen. Die dadurch erzeugte Erniedrigung der Temperatur heißt Verdunstungskälte. Mittelst derselben kann man im heißen Sommer Eis erzeugen.

Versuch 23. Man fülle eine kleine Glasröhre, an deren unterem Ende sich eine Kugel befindet, mit Wasser, umwinde die Kugel mit Watte, befeuchte diese mit Aether, und drehe die Röhre mit beiden Händen gleich einem Quirl: das Wasser in der Kugel gefriert. (Stöckhardt.)

10) Ein Kubikfuß Wasser von $+ 15^0$ R. wiegt im luftleeren Raume 66 Pfund preußisch, mithin ist ein preußisches Pfund dem Gewicht von $^1/_{66}$ Kubikfuß solchen Wassers gleich. Das Pfund wird in 32 Loth à 4 Quentchen eingetheilt — doch wird gegenwärtig eine neue Bestimmung und Eintheilung der preußischen Gewichte vorbereitet.

Das in den Apotheken übliche Medizinal-Pfund* hat nur 24 Loth, ist also = $^3/_4$ Pfd. preußisch. Seine Eintheilung ist folgende:

1 ℔	= 12 Unzen (℥)	= 96 Drachmen (ʒ)	= 288 Scrupel (℈)	= 5760 Gran (gr.)
	1	= 8	= 24	= 480
		= 1	= 3	= 60
			1	= 20

Eine Unze ist gleich 2 Loth, eine Drachme gleich einem Quentchen.

Der Raum, den 64 Kubikzoll Wasser von + 15° R. einnehmen, bildet ein preußisches Quart; mithin wiegt ein Quart reines 15 Grad warmes Wasser 39 Unzen 57 Gran.

Da in wissenschaftlichen chemischen und physikalischen Schriften jetzt allgemein die französischen Maaße und Gewichte angewendet werden, so möge man Folgendes darüber merken.

Das Grund-Längenmaaß bildet in Frankreich der Meter, der dem vierzigmillionsten Theile eines Erdmeridians, d. h. eines größten Kreises um die Erde, der durch beide Pole geht, gleich sein *soll*. Da ein Viertelkreis ein Quadrant heißt, so sagt man gewöhnlich: ein Meter ist $^1/_{10/000/000}$ des Erdmeridianquadranten. Ein solcher Meter ist gleich $3^{186}/_{1000}$ Fuß preußisch.

10	Meter heißen ein Dekameter,	ungefähr gleich	$31^4/_5$' pr.
100	" " " Hektometer,	" "	318' pr.
1000	" " " Kilometer,	" "	3186' pr.
10000	" " " Myriameter,	" "	31862' pr.

Wie das Vielfache des Meters nach dem Zehner- oder Dezimalsystem berechnet wird, so auch seine Unterabtheilungen. Mithin ist:

1 Decimeter = $^1/_{10}$ Meter = $3^4/_5$ Zoll pr.,
1 Centimeter = $^1/_{100}$ Meter = $4^1/_2$ Linien pr.,
1 Millimeter = $^1/_{1000}$ " = $^9/_{20}$ Linien pr.

Als Grundgewicht gilt das Gramme, d. i. das Gewicht eines Kubik-Centimeters Wasser, etwas über 16 Gran pr. — 10 Gramme bilden ein Dekagramme u. s. w.; $^1/_{10}$ Gramme ein Decigramme u. s. f.

Das Grundhohlmaaß heißt Liter, welches im Lichten einen Kubik-Decimeter enthält, folglich 1000 Kubik-Centimeter oder Gramme Wasser von + 4° C. faßt (etwa 34 preuß. Unzen).

11) Mit dem Gewicht des Wassers vergleicht man das Gewicht aller tropfbarflüssigen und festen Körper, indem

*Auch das Apothekergewicht soll nach einem bald in Kraft tretenden Gesetze aufgehoben und durch das bürgerliche ersetzt werden.

man untersucht, wie vielmal soviel eine gewisse Raummenge des in Rede stehenden Körpers wiegt, als die gleiche Raummenge Wasser. Wenn nun bei + 4 ° C. wiegen:

1 Kubikzoll Wasser = $293^4/_5$ Gran preuß.,
1 " Gold = 5699 " "

so wiegt letzterer sovielmal soviel als das Wasser, als $293^4/_5$ in 5699 enthalten ist = $19^2/_5$ mal. Dies nennt man das spezifische Gewicht des Goldes. Das Gewicht eines Körpers ohne Rücksicht auf den Raum, welchen er einnimmt, heißt das absolute Gewicht. Während dieses nach Centnern, Pfunden u. s. w. bestimmt wird, ist das spezifische Gewicht stets eine unbenannte Zahl. — Um das spezifische Gewicht luftförmiger Körper zu bestimmen, nimmt man das Gewicht der atmosphärischen Luft als Einheit an.

12) Das Wasser löset viele feste Körper auf, d. h. es macht sie flüssig, und verbindet sich so genau mit denselben, daß es völlig durchsichtig bleibt. Ein Beispiel hierzu giebt das bei den Versuchen mit dem Sauerstoff benutzte Kalkwasser.

Von manchen Körpern vermag heißes Wasser eine größere Quantität aufzulösen, als kaltes; bei andern ist es gleichviel, ob man heißes oder kaltes Wasser anwendet.

Versuch 24. Man schütte in kaltes Wasser soviel Kochsalz, als sich darin auflöset, und merke sich die verbrauchte Quantität; hierauf stelle man denselben Versuch mit heißem Wasser an: es löset sich genau ebensoviel Kochsalz darin, als in dem kalten; mithin ist Kochsalz gleich löslich im kalten, wie im heißen Wasser.

Versuch 25. Man stoße Salpeter zu einem Pulver, und schütte ihn in ein Loth kaltes Wasser: es löset sich ungefähr ein Quentchen darin auf. Setzt man mehr Salpeter zu, so bleibt der übrige ungelöset. Die Auflösung heißt eine kalt gesättigte. Nun stelle man den Versuch mit kochendem Wasser an: es werden über 2 Loth Salpeter in einem Lothe Wasser sich lösen. Diese Auflösung heißt kochend gesättiget.

Trübt ein ins Wasser gebrachter Körper dasselbe, und senkt sich endlich zu Boden, so heißt er: im Wasser unlöslich. Wird ein Körper schnell und in großer Quantität vom Wasser gelöset, so heißt er leicht löslich; nimmt hingegen das Wasser nur wenig von ihm und dieses Wenige langsam auf, so heißt er schwer löslich.

Manche Körper sind im Wasser unlöslich, dagegen lösen sie sich in Weingeist oder einer andern Flüssigkeit; manche werden von Weingeist nicht, wohl aber vom Wasser gelöset. So löset sich z. B. arabisches Gummi in Wasser, nicht aber in Weingeist; Harz verhält sich gerade umgekehrt.

Das Wasser löset auch flüssige Körper auf, oder wie man gewöhnlich sagt, es mischt sich mit ihnen, z. B. mit Weingeist; mit andern, z. B. Oel, mischt es sich nicht.

Auch luftförmige Körper werden vom Wasser aufgelöset (absorbirt, verschluckt), manche in sehr großer, andere in geringer Menge.

Da das Wasser die Fähigkeit hat, so mannigfache Stoffe aufzulösen, so ist das in der Natur vorkommende Wasser, also das Regen-, Fluß-, Quell- und Meerwasser niemals rein.

Am reinsten und oft fast völlig rein ist unter den natürlichen Wassern das Regenwasser, da es von aufgelöseten Mineralien nur Spuren enthält, und nur geringe Mengen atmosphärischer Gase in sich aufgenommen hat. Minder rein ist natürlich das Flußwasser, zumal in der Nähe menschlicher Wohnorte; es enthält geringe Mengen aufgelöseter Salze und reichliche Quantitäten organischer Stoffe. Regen- und Flußwasser werden insgemein weiches Wasser genannt.

Niemals rein, sondern fast immer reich an mineralischen Substanzen ist das Quellwasser, indem es natürlich diejenigen löslichen Substanzen, mit denen es im Innern der Erde zusammengetroffen ist, in sich aufgenommen hat. Manche Mineralien lösen sich zwar nicht in reinem, wohl aber in kohlensäurehaltigem Wasser, und da Kohlensäure im Quellwasser nie fehlt, so werden auch diese Stoffe von ihm gelöset. Flußwasser ist natürlich arm an Kohlensäure, weil dieselbe in die Atmosphäre entweicht.

Je reicher Quellwasser an Kohlensäure ist, ein desto erfrischenderes Getränk bildet es. Dagegen ist es zum Kochen mancher Speisen, namentlich der Hülsenfrüchte (Bohnen, Erbsen u. s. w.) nicht anwendbar, indem diese nicht weich werden, weshalb man solches Wasser hartes Wasser nennt. Wird nämlich solches Quellwasser erwärmt, so entweicht zunächst die Kohlensäure. Nunmehr vermag es aber diejenigen Substanzen, welche nur in kohlensaurem Wasser löslich sind, nicht mehr aufgelöset zu erhalten; dieselben lagern sich an den zu kochenden Speisen ab und machen sie hart. Kocht man beständig Quellwasser in Kesseln, Ofentöpfen u. dergl., so bilden die sich ausscheidenden Mineralstoffe allmählig

eine sich am Boden und an den Wänden ansetzende dicke Kruste, welche man Kessel- oder Pfannenstein nennt. Manches Quellwasser ist untauglich zur Reinigung der Wäsche, da es die Seife unwirksam macht. Diese Erscheinung kann erst später erklärt werden. (Siehe Pflanzenchemie Kap. 3.)

Muß man Quellwasser zum wirthschaftlichen oder technischen Gebrauch verwenden, für welchen es an sich nicht tauglich ist, so muß man es zuvor kochen. Dabei entweicht die Kohlensäure, viele aufgelösete Substanzen fallen zu Boden, und das abgeklärte Wasser ist in weiches Wasser verwandelt. Sind große Mengen harten Wassers in weiches zu verwandeln, so setzt man demselben gebrannten Kalk zu, welcher die Kohlensäure an sich zieht, und nun die Ausscheidung der nur im kohlensauren Wasser löslichen Stoffe bewirkt.

Quellen, deren Gehalt an aufgelöseten Mineralsubstanzen so bedeutend ist, daß das Wasser als Arzneimittel anwendbar ist, heißen Mineralquellen oder Gesundbrunnen. Thermalwässer oder Thermen nennt man solche Mineralquellen, deren Temperatur die der Luft bedeutend übersteigt, z. B. Karlsbad, dessen Wasser 75 ⁰ Wärme enthält, Wiesbaden, Warmbrunn, Landeck, Gastein.

Nach ihren Bestandtheilen unterscheidet man bei den Mineralquellen:

a) Säuerlinge oder Sauerbrunnen, welche einen reichen Gehalt an freier Kohlensäure besitzen, der sich durch die Bildung zahlloser Bläschen beim Eingießen in die Gläser offenbart. Tröpfelt man blaue Lakmustinktur in solches Wasser, so tritt eine röthliche Färbung ein. Gießt man das Wasser eines Säuerlings in klares Kalkwasser, so entsteht eine weiße Trübung, indem sich unlöslicher kohlensaurer Kalk bildet und ausscheidet. Gießt man hierauf mehr von dem gesäuerten Wasser hinzu, so wird die Flüssigkeit wieder klar, da der kohlensaure Kalk im kohlensauren Wasser löslich ist. Die Säuerlinge zerfallen je nach den in ihnen aufgelöseten Salzen in verschiedene Unterabtheilungen. Enthalten sie z. B. ein Eisensalz (kohlensaures Eisenoxydul), welches man durch den mehr oder weniger dintenartigen Geschmack wahrnimmt, so wie durch dunkle Färbung des Wassers, wenn man zerschnittene Gallläpfel hinein schüttet, so heißen sie eisenhaltige Säuerlinge, Eisen- oder Stahlquellen. Dergleichen Quellen sind in Pyrmont, Franzensbad, Cudowa, Flinsberg. Andere Säuerlinge

enthalten viel Kochsalz z. B. das Selterwasser, und werden muriatische Sauerbrunnen genannt u. s. w.

b) Salzquellen oder Soolwässer. In ihnen ist Kochsalz so reichlich enthalten, daß man es durch Abdampfung gewinnt (Halle, Schönebeck u. s. w.). Auch das Meerwasser ist hierher zu rechnen. (S. Kap. 3. II.)

c) Bitterwässer (Saidschütz, Püllna u. A.), in denen das später zu betrachtende Bittersalz vorwaltet. (S. Magnesium.)

d) Schwefelwässer, die sich durch ihren heftigen Geruch nach faulen Eiern kenntlich machen, z. B. Aachen, Warmbrunn, Landeck. Dieser Geruch wird durch einen weiter unten zu betrachtenden gasförmigen Körper, Schwefelwasserstoff, erzeugt. (Siehe Kap. 4.)

13) Von solchen Stoffen, welche im Wasser nicht wirklich aufgelöset sind, sondern nur mehr oder weniger fein zertheilt darin schwimmen, (darin suspendirt sind), reinigt man dasselbe durch das Filtriren, indem man das Wasser durch einen porösen Körper hindurchsickern läßt, der die Beimischungen zurückhält. Gewöhnlich bedient man sich zur Filtration eines Filtrums von Fließ- (Lösch-) Papier. Man bricht zu diesem Behufe ein Blatt Papier von quadratischer Form zweimal zusammen, so daß vier gleiche Theile über einander zu liegen kommen, nimmt die Ecke, wo die vier Theile zusammenhängen, als Centrum eines Kreises an und schneidet das Ganze in Form eines Viertelkreises. Oeffnet man nun das Papier, so hat man natürlich ein kreisförmiges Blatt, welches man in Form eines Papiertrichters in einen Glas- oder Porzellantrichter steckt, nachdem man es angefeuchtet hat. Zwischen das Papier und den Trichter steckt man einige dünne Stäbchen, damit es nicht zu fest anklebt. Nun setzt man den Trichter auf eine angemessene Flasche, doch muß zwischen deren Halse und der Röhre des Trichters einiger Spielraum bleiben, damit die Luft aus der Flasche entweichen kann, weil die Flüssigkeit sonst nicht abläuft. Man kann zu diesem Zwecke ein Stückchen Bindfaden zwischen die Flasche und die Trichterröhre stecken. Hierauf gießt man die zu filtrirende Flüssigkeit in den Papiertrichter: das Wasser läuft ab, während die festen Bestandtheile auf dem Filtrum zurückbleiben.

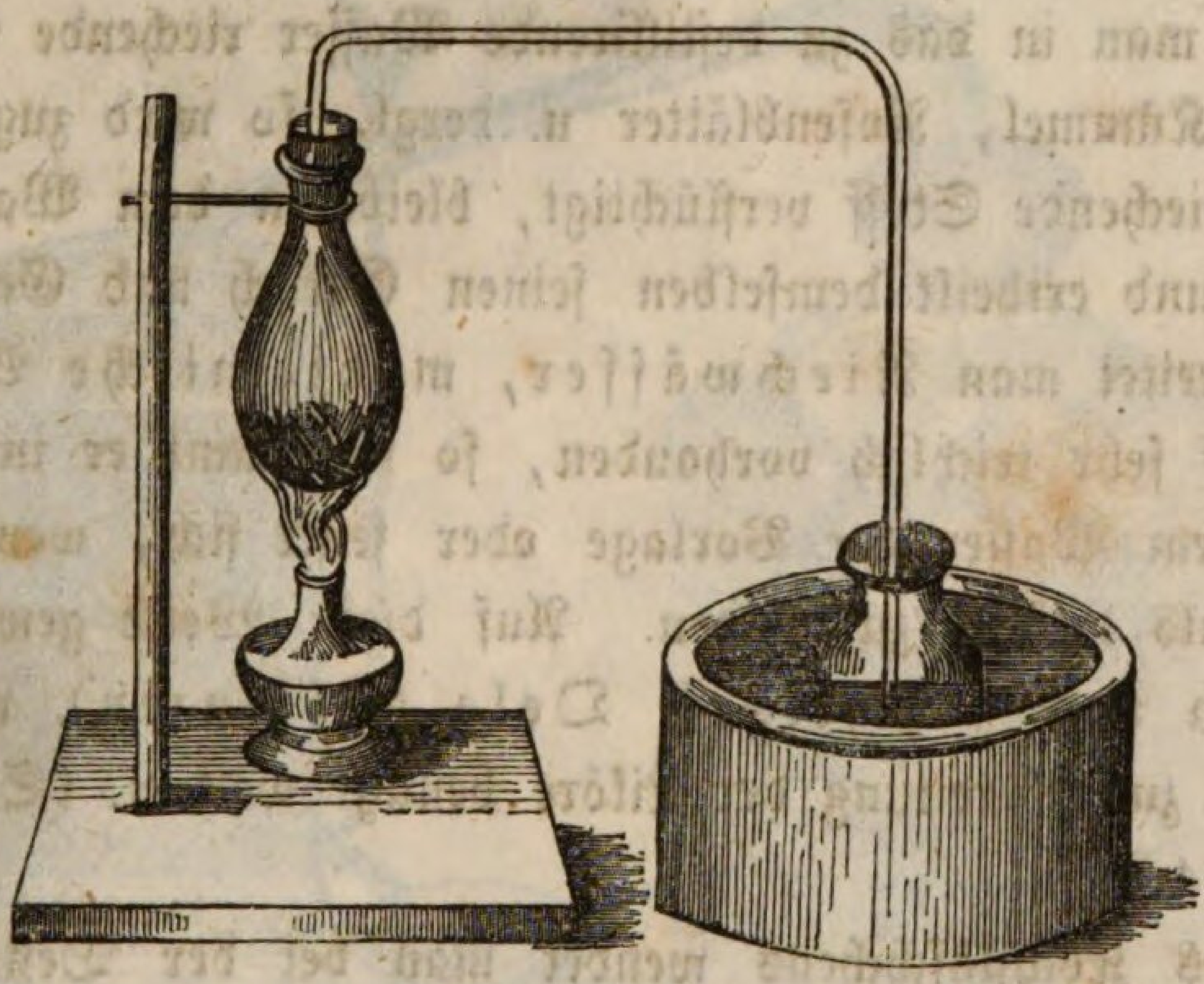
In der Technik bedient man sich nach der Verschiedenheit der zu trennenden Stoffe auch verschiedener Filtra. Man benutzt z. B. Durchschläge oder Geflechte von Korbmacherarbeit, feine Siebe und Drathgitter,

wollene, baumwollene oder leinene Zeuge, Schwamm, Strohlagen, Sand, Erde, Holzkohlen, poröse Steine u. s. w.

14) Die im Wasser nicht bloß suspendirten, sondern wirklich aufgelöseten Stoffe kann man natürlich nicht durch Filtration entfernen, da sie mit dem Wasser zugleich ablaufen. Um daher chemisch reines Wasser darzustellen, muß man es dem Destillationsprozesse unterwerfen, man muß es destilliren (von destillare, herabtröpfeln).

Versuch 26. Auf ein halb mit Wasser gefülltes Kochfläschchen kommt ein durchbohrter Kork, in welchen der eine Schenkel einer zweimal rechtwinkelig gebogenen Glasröhre gesteckt wird. Man stellt das Fläschchen auf den Dreifuß * und läßt den zweiten Schenkel der Röhre in ein leeres Arzneiglas hinabreichen, welches in einem Topfe mit möglichst

Fig. 17.



kaltem Wasser steht. Nun bringt man mittelst der Weingeistlampe das Wasser im Kochfläschchen zum Verdampfen. Die Dämpfe verdichten sich in dem kalten Fläschchen (der sogenannten Vorlage) zu tropfbarem Wasser. Sobald sich das Wasser im Topfe erwärmt, muß man es durch kaltes ersetzen, oder — falls sie vorhanden sind — Eisstückchen hineinwerfen. (Fig. 17. ist statt des Dreifußes das Stativ gebraucht.)

Bei dieser Destillation werden die im Wasser enthaltenen erdigen und salzigen Theile nicht verdampft, sondern sie bleiben im Kochfläschchen zurück. Da im Anfange des Destillations-Prozesses auch die luftartigen

* Um es bequem und sicher zu stellen, legt man über den Dreifuß ein Dreieck von Eisendrath (s. Apparat), auf welches das Fläschchen zu stehen kommt.

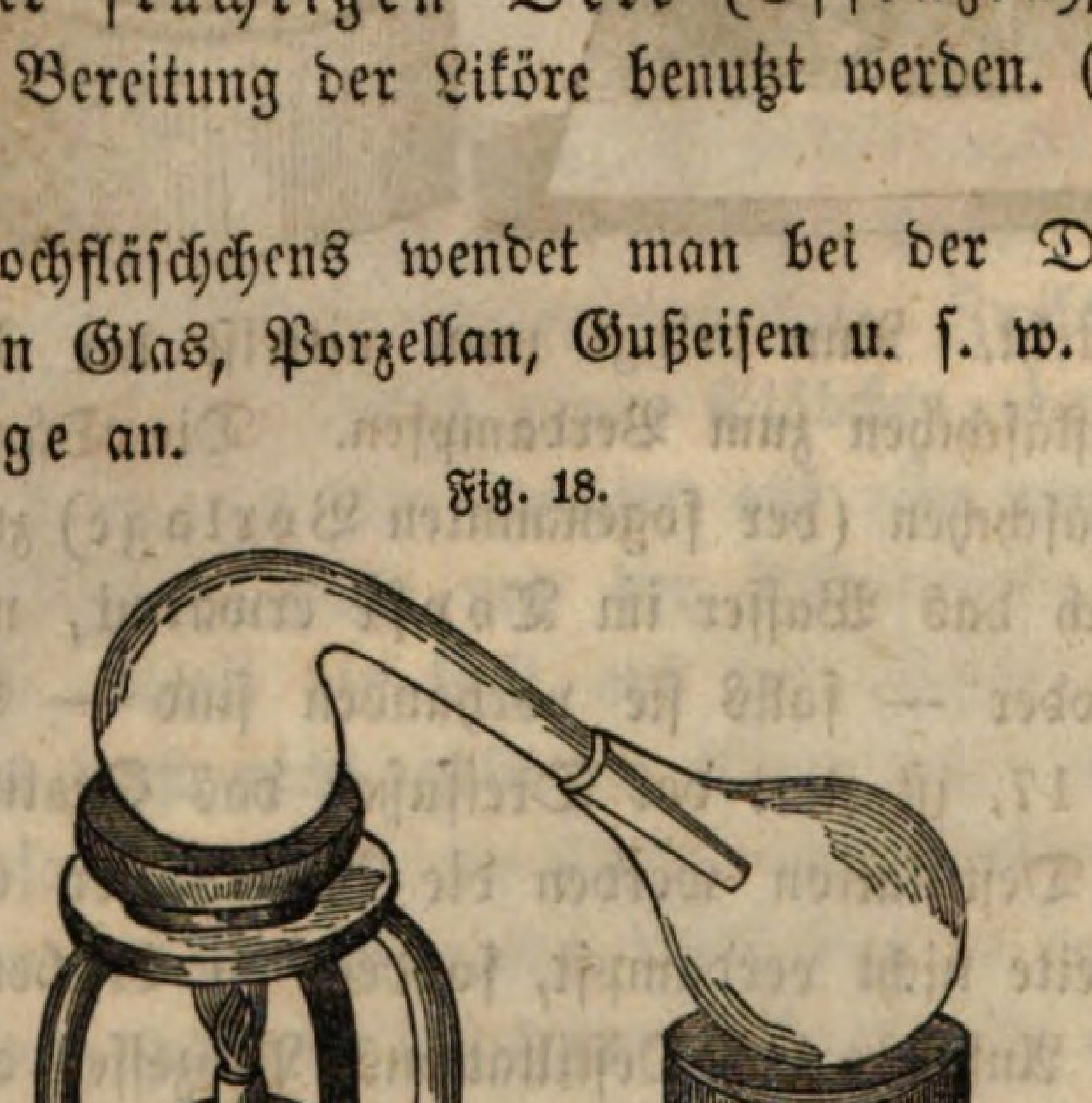
Stoffe, welche im Wasser enthalten waren, mit übergehen, so ist das erste Zehntel oder Achtel des übergegangenen Wassers unrein und wird weggegossen, die darauf folgenden fünf bis sechs Zehntheile sind am reinsten. Würde man die Destillation fortsetzen, bis alles Wasser verdampft wäre, so würden zuletzt auch feste Bestandtheile mechanisch in die Vorlage fortgerissen werden; man hört also mit der Erhitzung des Wassers auf, sobald etwa 7—8 Zehntheile desselben überdestillirt sind, und gießt den sämmtliche festen Stoffe enthaltenden Rückstand weg.

Das also gewonnene chemisch-reine Wasser ist vollkommen farb-, geschmack- und geruchlos, läßt Pflanzenfarben (z. B. Veilchensaft, blaues Lakmuspapier) unverändert und hinterläßt beim Verdunsten auf einem blanken Silber- oder Platinblech nicht die geringste Spur eines Rückstandes. Steht es aber längere Zeit offen an der Luft, so nimmt es wieder Kohlensäure u. s. w. auf.

Schüttet man in das zu destillirende Wasser riechende Stoffe, z. B. zerquetschten Kümmel, Rosenblätter u. dergl., so wird zugleich mit dem Wasser der riechende Stoff verflüchtigt, bleibt in dem Wasser der Vorlage gelöset und ertheilt demselben seinen Geruch und Geschmack. Auf diese Art bereitet man Riechwässer, medizinische Wässer. Ist der Riechstoff sehr reichlich vorhanden, so schwimmt er in Gestalt eines Oeles auf dem Wasser der Vorlage oder senkt sich, wenn er specifisch schwerer ist als dieses, zu Boden. Auf diese Weise gewinnt man die ätherischen oder flüchtigen Oele (Essenzen), welche in der Medizin und zur Bereitung der Liköre benutzt werden. (Siehe Pflanzenchemie Kap. 4.)

Statt des Kochfläschchens wendet man bei der Destillation häufig eine Retorte von Glas, Porzellan, Gußeisen u. s. w. nebst einer dazu passenden Vorlage an.

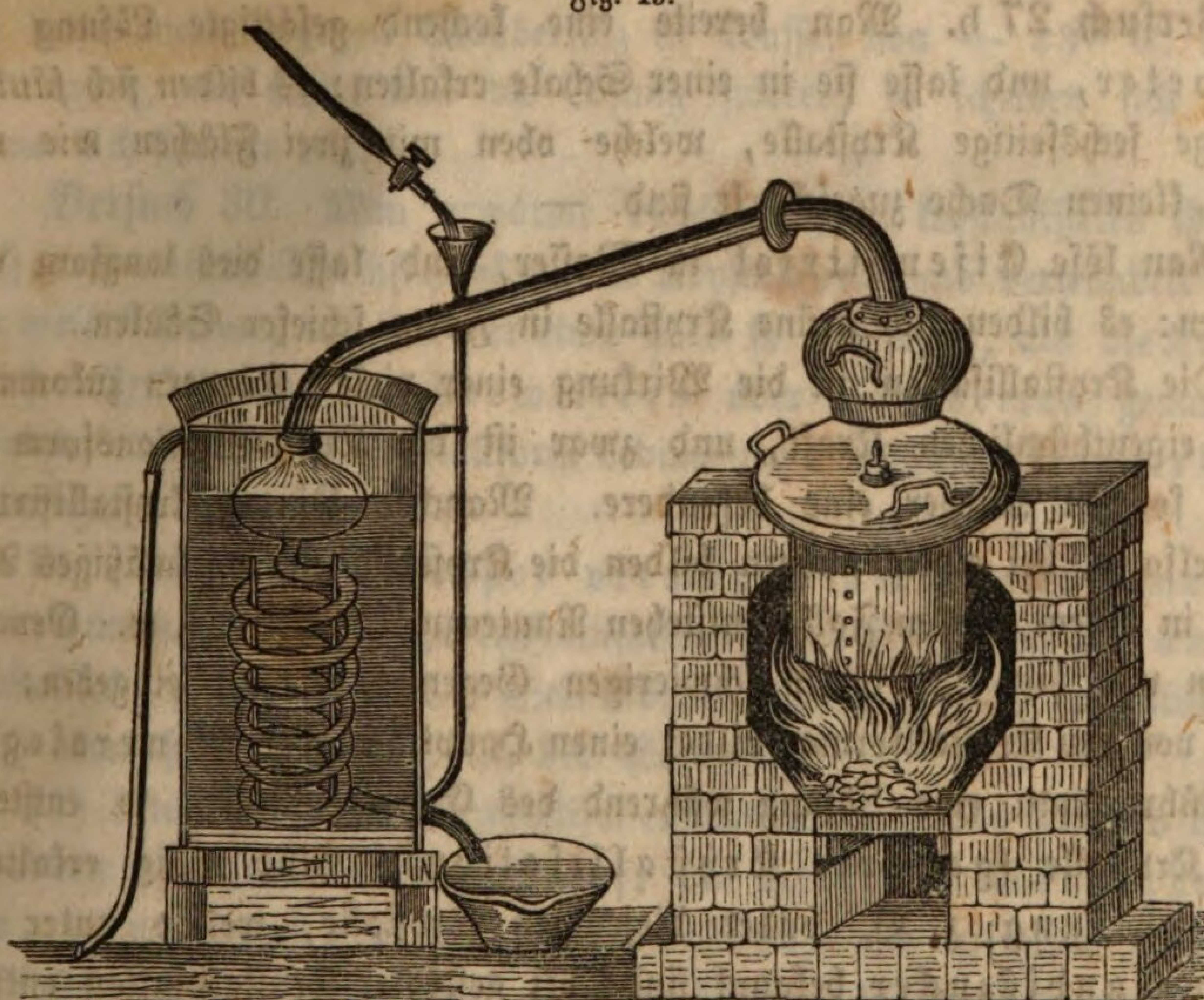
Fig. 18.



Die Erwärmung der Retorte geschieht entweder mittelst der Spirituslampe oder im Ofen über freiem Feuer oder in einem Wasserbade oder in einer Sandkapelle, d. h. in einer mit Sand gefüllten eisernen Schale, welche der Wirkung des Feuers ausgesetzt wird.

Soll eine Destillation im Großen ausgeführt werden, z. B. bei der Bereitung großer Mengen destillirten Wassers, desgleichen bei der Destillation des Branntweins, mittelst deren der flüchtigere Weingeist von dem minderflüchtigen Wasser getrennt wird, so wendet man statt der Retorte ein großes kupfernes Siedegefäß, die Destillirblase, an. Auf diese setzt man einen aus reinem Zinn gearbeiteten Deckel, den Helm, der in eine

Fig. 19.



schnabelförmige Röhre ausläuft, und verkittet, nachdem die zu distillirende Flüssigkeit in die Blase gegossen worden ist, die zwischen dieser und dem Helm entstehende Fuge. Das Rohr geht in ein Kühlfaß, in welchem es schlangenförmige Windungen bildet, und tritt unten aus diesem hervor, um in die Vorlage zu münden. Das Kühlfaß ist mit kaltem Wasser gefüllt, welches stets durch frisches ersetzt wird, sobald es sich erwärmt. Durch die Erhitzung der Blase wird die in ihr befindliche Flüssigkeit in Dämpfe verwandelt, welche im Helme emporsteigen, und durch den Schnabel desselben in das Kühlfaß gelangen, woselbst sie durch

Erkaltung in den tropfbarflüssigen Zustand übergehen, und der Vorlage zugeführt werden.

15) Viele im Wasser aufgelösete Körper nehmen, wenn sie bei der Verdampfung oder Verdunstung des Wassers in die starre Aggregatsform übergehen, sehr regelmäßige Formen an, welche man Krystalle nennt, sie krystallisiren.

Versuch 27 a. Man bereite eine gesättigte Lösung von Kochsalz, gieße dieselbe in eine flache Schale und lasse sie an einem warmen Orte ruhig stehen: nach einigen Tagen erscheinen kleine, würfelförmige Salzkrystalle. Schneller erhält man dieselben, wenn man eine dünne Schicht des Salzwassers auf eine reine Glastafel gießt.

Versuch 27 b. Man bereite eine kochend gesättigte Lösung von Salpeter, und lasse sie in einer Schale erkalten: es bilden sich säulenförmige sechsseitige Krystalle, welche oben mit zwei Flächen wie mit einem kleinen Dache zugeschärft sind. —

Man löse Eisenvitriol in Wasser, und lasse dies langsam verdunsten: es bilden sich grüne Krystalle in Form schiefer Säulen.

Die Krystallisation ist die Wirkung einer vielen Körpern zukommenden, eigenthümlichen Kraft, und zwar ist die Krystallisationsform für jeden solchen Körper eine besondere. Mancher Körper krystallisirt in Würfelform, bei einem andern bilden die Krystalle ein regelmäßiges Achtflach, in einem dritten Falle entstehen Rautenzwölfflache u. s. w. Genauer können wir hier auf diesen schwierigen Gegenstand nicht eingehen; die Lehre von den Krystallformen bildet einen Haupttheil der Mineralogie.

Rührt man eine Lösung während des Erstarrens um, so entstehen keine Krystalle (gestörte Krystallisation). Eine ruhig erkaltende Zuckerlösung z. B. bildet diejenigen Krystalle, welche unter den Namen Candiszucker bekannt sind; bei gestörter Krystallisation entsteht der gewöhnliche Hutzucker.

Enthält eine Flüssigkeit mehrere Salze gelöset, so krystallisirt jedes derselben für sich, und man kann sie bei der Verschiedenheit der Krystallformen von einander sondern.

Versuch 28. Man schütte Kochsalz und pulverisirten Salpeter in Wasser, und lasse dieses verdunsten: die Kochsalztheilchen treten in würfelförmige Krystalle zusammen, der Salpeter krystallisirt in den oben beschriebenen Säulen.

16) Bei vielen Krystallbildungen wird Wasser chemisch gebunden (Krystallisations- oder Krystallwasser), und oft ist

die Krystallform eines und desselben Salzes verschieden, je nachdem dasselbe Krystallwasser enthält oder nicht, oder die Krystallform geht ganz verloren, wenn man den Krystallen das Krystallwasser entzieht.

Kochsalz z. B. krystallisirt gewöhnlich in Würfeln, und diese Krystalle sind wasserfrei. Stellt man aber eine Kochsalzlösung bei starker Kälte ins Freie, so entstehen säulenförmige Krystalle, welche über $\frac{1}{3}$ ihres Gewichtes Krystallwasser enthalten.

Versuch 29. Man schütte in kochendes Wasser so viel Glaubersalz (schwefelsaures Natron), als sich löset, und lasse die Lösung erkalten: es entstehen Krystalle in Form schiefer Säulen, welche 56 Procent Krystallwasser enthalten.

Löset man hingegen Glaubersalz in Wasser von $+ 33^0$ C. bis zur Sättigung, und erhitzt nun die Lösung stärker, so scheiden sich wasserfreie Achtflächner aus.

Versuch 30. Man erwärme durchsichtiges, krystallisirtes Glaubersalz: es verliert Durchsichtigkeit und Krystallform und verwandelt sich in ein weißes Pulver, welches nur etwa halb so viel wiegt, als die Krystalle. Diese Veränderung — Verwittern oder Fatesciren genannt — erfolgt, weil das die Krystallform bedingende Krystallwasser in der Wärme entweicht.

17) Nicht alle Körper vermögen die Krystallform anzunehmen. Solche nicht krystallisationsfähige Körper heißen amorph (gestaltlos) z. B. Gummi. Viele Körper können sowohl krystallisirt, als auch amorph erscheinen, z. B. der Schwefel.

18) Nicht bloß als Krystallisationswasser tritt das Wasser chemisch gebunden auf, sondern es geht oft in chemische Verbindungen ein, ohne Krystallformen zu bilden, und erscheint dann bald ebenfalls starr, bald bleibt es tropfbar-flüssig. Dergleichen wasserhaltige chemische Zusammensetzungen heißen Hydrate und das in ihnen befindliche Wasser wird Hydratwasser genannt. Ein solches Hydrat ist z. B. gelöschter Kalk. In ihm ist das Wasser in starrer Form enthalten. Flüssige Schefelsäure ist ebenfalls ein Hydrat, denn sie besteht aus Schwefel, Sauerstoff und Wasser, welches hier flüssig bleibt.

19) Die Zerlegung des Wassers und auch aller andern chemischen Verbindungen kann auch durch diejenige Form der Electricität erfolgen, welche man Galvanismus nennt. So wichtig die galvanische Kraft für die Chemie ist, so können wir doch hier auf eine — dem Gebiet der Physik im engeren Sinne angehörende — ausführlichere

Darstellung derselben nicht eingehen, und wir bemerken nur für den Sachverständigen kürzlich, daß die Zerlegung zusammengesetzter Körper durch eine voltaische Säule oder durch eine constante Batterie bewirkt wird. Leitet man die Poldräthe eines solchen Apparates in das Wasser, so daß ihre Enden einander ziemlich nahe kommen, so erfolgt die Zerlegung desselben in Sauerstoffgas und Wasserstoffgas, welche man beide aufzufangen vermag. Auch auf diesem Wege erhält man dem Volumen nach doppelt so viel Wasserstoff als Sauerstoff.

Drittes Kapitel.

Fluor, Chlor, Jod und Brom.

Die beiden Elemente, welche wir bis jetzt betrachtet haben, der Sauerstoff und der Wasserstoff, bilden gewissermaßen einen Gegensatz zu einander, indem der Sauerstoff als thätiges (actives, formendes) Prinzip auftritt, während der Wasserstoff sich passiv verhält. Man nennt den Sauerstoff einen Verbrennungsunterhalter, den Wasserstoff ein verbrennliches Element.

Alle übrigen Elemente gleichen nun in ihrem chemischen Verhalten entweder dem Sauerstoffe oder dem Wasserstoffe, je nachdem sie in den Verbindungen, welche sie mit andern Elementen eingehen, activ oder passiv auftreten.

Die dem Sauerstoffe am nächsten stehenden nennt man Oxygenoide oder Verbrennungsunterhalter; die dem Wasserstoffe näher kommenden heißen Hydrogenoide oder verbrennliche Elemente.

Verbrennungsunterhalter oder Oxygenoide giebt es acht: Sauerstoff, Fluor, Chlor, Jod, Brom, Schwefel, Selen und Tellur; alle übrigen Elemente gehören zu den verbrennlichen Elementen oder Hydrogenoiden.

Der Sauerstoff ist ein absolutes Oxygenoid, denn er vermag alle andern Elemente zu oxydiren (zu verbrennen). Nur ein einziges bildet eine Ausnahme hierin, das Fluor. Auch dieses tritt, wie der Sauerstoff, andern Elementen gegenüber stets activ auf, ist also diesem in seinem chemischen Verhalten höchst ähnlich, und erscheint als

das zweite absolute Oxygenoid. Aus diesem Grunde können Sauerstoff und Fluor sich gar nicht chemisch verbinden, weil keines der beiden Elemente sich der Gewalt des andern unterwirft, Fl O existirt daher nicht.

Die übrigen sechs Verbrennungsunterhalter treten zwar andern Elementen gegenüber activ auf, und zeigen dies besonders dadurch, daß sie den Wasserstoff zu säuern vermögen; sie sind aber der Gewalt des Sauerstoffes unterworfen, und werden von diesem gesäuert, verhalten sich also ihm gegenüber passiv.

Diese Verhältnisse werden uns klarer werden, wenn wir nunmehr zur specielleren Betrachtung der dem Sauerstoff verwandten Elemente übergehen.

I. Das Fluor.

(Zeichen = Fl.; Mischungsgewicht = 235.)

Versuch 31. Man verschaffe sich ein Stückchen Flußspath, stampfe es zu einem feinen Pulver und schütte dieses in ein kleines Gefäß von Blei, welches jedoch nicht mit Zinn gelöthet sein darf. Hierauf überziehe man ein Stück Glas, welches groß genug ist, das Gefäß zu bedecken, mit Wachs, und entblöße einige Stellen des Glases von dem Wachse, indem man mit einer Nadel Buchstaben oder Figuren bildet, so daß die Spitze der Nadel die Glastafel trifft. Hierauf übergieße man das Flußspathpulver mit concentrirter Schwefelsäure und decke das Glas über das Gefäß, so daß die mit Wachs bekleidete Seite nach unten gewendet ist. Nimmt man die Glastafel nach einigen Stunden hinweg und läßt das Wachs über der Weingeistflamme ablaufen, so findet man die Zeichnungen in das Glas eingefressen (eingeätzt). Man hüte sich jedoch sorgfältig, die aus dem Gefäße aufsteigenden höchst giftigen Dünste einzuathmen, auch lasse man nichts von dem Inhalt des Gefäßes auf die Haut kommen, indem es heftige Entzündung verursacht.

Hätte man die Dünste durch bleierne Röhren in eine etwas Wasser enthaltende, von einem mit Eisstücken gefüllten Gefäße umgebene, bleierne Flasche geleitet, so würden sie sich dort zu einer ebenfalls außerordentlich ätzenden Flüssigkeit verdichtet haben, mit welcher man auch Zeichnungen auf Glas hervorbringen kann. Die Bleiflasche muß mit einem Bleistöpsel versehen werden.

Der chemische Körper, welchen wir bei unserem Versuche entstehen sahen, wird in der Chemie: Fluorwasserstoffsäure, im gewerblichen

Leben Flußsäure genannt. Sie wird benutzt, um Zeichnungen und Inschriften auf Glaswaaren zu erzeugen, insbesondere auch um Maaßstäbe und Scalen für Barometer und Thermometer auf Glas darzustellen. Man verfährt dabei entweder in der oben angegebenen Weise, indem man die Dämpfe auf das Glas wirken läßt, oder man übergießt das mit dem Aetzgrunde und der Zeichnung versehene Glas mit flüssiger Säure.

Die Flußsäure führt ihren Namen nach dem Flußspath, aus welchem sie dargestellt wird; dieser aber heißt so, weil er bei vielen hüttenmännischen Arbeiten als flußbeförderndes Mittel angewendet wird. Er kommt theils derb (unkrystallisirt), theils mit blättrigem (spathigem) Gefüge, theils in Würfeln und andern Formen krystallisirt vor, und erscheint in mannigfachen zum Theil schönen Farben, z. B. grün, veilchenblau, roth, weingelb u. s. w.

Der Flußspath ist eine chemische Verbindung des Elementes Fluor (dies Wort bedeutet Fluß) mit dem Elemente Calcium, also Fluorcalcium (Ca Fl). Man vermag jedoch das Fluor aus dieser Verbindung nicht rein und isolirt auszuscheiden, denn es geht augenblicklich eine neue Verbindung ein, entweder mit einem Bestandtheile des Körpers, mittelst dessen man die Zerlegung bewirkt, oder mit dem Stoffe des Gefäßes, innerhalb dessen die Zerlegung geschieht, wobei dieses zerstört wird.

Der erstere dieser beiden Fälle fand bei unserem Versuche statt. Wird der Flußspath mit Schwefelsäure übergossen, so läßt allerdings das Calcium das Fluor los, und oxydirt sich mit dem in dem Wasser der Schwefelsäure enthaltenen Sauerstoffe zu Calcium-Oxyd (Kalk), welches mit der Schwefelsäure zu schwefelsaurem Calcium-Oxyd (schwefelsaurem Kalk, Gyps) zusammentritt; das Fluor aber verbindet sich augenblicklich mit dem freiwerdenden Wasserstoffe des Wassers zu Fluorwasserstoffsäure (Flußsäure). Das nachstehende Schema versinnlichet den Vorgang.

Flußspath (Fluorcalcium)	Ca		Calcium-Oxyd (Kalk)	Schwefelsaures Calcium-Oxyd (schwefelsaurer Kalk oder Gyps.)
	Fl	Fluorwasserstoffsäure		
Wasserhaltige Schwefelsäure	H			
	O			
	SO_3			

Eine kürzere Darstellung ist folgende:

Aus : $Ca\,Fl + HO, SO_3$
wird : $CaO, SO_3 + HFl.$

Ueber die Einwirkung der Fluorwasserstoffsäure auf das Glas merke man Folgendes. Ein Hauptbestandtheil des Glases ist Kieselsäure ($Si\ O_3$), denn aus dieser besteht der zur Glasbildung benutzte Quarz. Diese Kieselsäure ist in der Flußsäure löslich, daraus erklärt sich die Aetzung des Glases, wie die Unanwendbarkeit gläserner Gefäße zur Bereitung und Aufbewahrung der Flußsäure.

Obschon wir das Fluor nicht zu isoliren vermögen, können wir doch aus Obigem seine dem Sauerstoff verwandten Eigenschaften erkennen. Es zeigte sich gleich diesem als ein Säurebildner. Das gesäuerte, passive Element war der Wasserstoff, mit welchem bekanntlich der Sauerstoff keine Säure, sondern das neutrale Wasser bildet.

Die vom Sauerstoff gebildeten Säuren nannten wir Sauerstoffsäuren, die Fluorwasserstoffsäure ist das erste Beispiel einer Wasserstoffsäure. Noch einmal sei hervorgehoben, daß man sich durch diesen *Namen nicht* zu der irrigen Annahme verleiten lasse, als sei bei den Wasserstoffsäuren der Wasserstoff das thätige, formende, säuernde Element, er ist vielmehr das passive Element, welches gesäuert wird. Entsprechend dem Namen Sauerstoffsäure haben wir also die Flußsäure als eine Fluorsäure zu bezeichnen.

Eine andere Aehnlichkeit des Fluor mit dem Sauerstoff besteht darin, daß es gleich diesem mit fast allen Metallen Verbindungen eingeht. Die Verbindungen des Sauerstoffs mit Metallen heißen bekanntlich Oxyde; die Verbindungen des Fluors mit Metallen heißen Fluormetalle. Ein solches haben wir im Fluor-Calcium (Flußspath) angeschaut. Wie bei den Zeichen für die Oxyde stets das Zeichen des Sauerstoffs (O) den zweiten Platz einnahm, so erhält bei der Bezeichnung der Fluormetalle das Zeichen des Fluor diese Stelle, also: Ca Fl u. s. w.

Wegen der großen Uebereinstimmung des Fluor mit dem Sauerstoff vermuthet man, daß es gleich diesem ein permanentes Gas sein möge. Das Fluor ist übrigens in der Natur nicht sehr verbreitet, und kommt außer im Flußspath nur in einigen seltenen Mineralien z. B. im Topas vor; Fluorcalcium findet sich übrigens in geringer Menge auch in den Knochen der Menschen und Säugethiere, zumal in dem Schmelz der Zähne.

II. Das Chlor.

(Lateinisch: Chlorum; Zeichen = Cl; Mischungsgewicht = 443¾ (444); specifisches Gewicht = 2½.)

1. Das Kochsalz.

Bei der Betrachtung des Fluor gingen wir von einem Mineral aus, in welchem dasselbe in Verbindung mit einem Metalle enthalten ist, von dem Fluor-Calcium oder Flußspath (Ca Fl), und sahen, wie bei der Behandlung desselben mit Schwefelsäure eine Verbindung des Fluor mit dem Wasserstoff zu Fluorwasserstoff oder Flußsäure erfolgte. Denselben Weg schlagen wir bei der Betrachtung des dem Fluor in vieler Beziehung ähnlichen Chlor ein. Wir werden ganz verwandte Resultate erzielen; zugleich aber wird es uns, was bei dem Fluor nicht der Fall war, gelingen, das Chlor isolirt, also *frei* und ohne Verbindung mit einem anderen Stoffe, darzustellen.

Der mineralische Körper, von welchem wir jetzt ausgehen, ist das allbekannte und für die Menschheit außerordentlich wichtige Kochsalz. Wir nennen diesen Körper ein Salz, würden aber sehr irren, wenn wir ihn mit den Sauerstoffsalzen in eine Categorie stellen, also annehmen wollten, daß eine Säure und eine Base in ihm enthalten seien. Das Kochsalz ist vielmehr, gleich dem Flußspath, nur aus zwei Elementen zusammengesetzt; nämlich aus Chlor und dem Metalle Natrium, ist also Chlornatrium (Na Cl). Solcher Chlormetalle giebt es sehr viele, z. B. Chlorkalium, Chlorgold, Chloreisen u. s. w. Die meisten derselben sind gleich der Mehrzahl der Sauerstoffsalze im Wasser löslich, und werden daher häufig Salze genannt, zumal das Kochsalz, welches ja unter allen Salzen vorzugsweise diesen Namen führt, so daß man im gewöhnlichen Leben unter Salz eben nur Kochsalz versteht. Will man in der Chemie den Chlormetallen und ähnlich gebildeten Körpern den Namen Salz lassen, so nennt man sie zur Unterscheidung von den Sauerstoffsalzen: Haloidsalze.

Das Kochsalz ist in der Natur sehr reichlich vorhanden. Theils bildet es im Innern der Erde in fester Gestalt mächtige Lager, Steinsalz; theils gewinnt man es aus dem Meerwasser, Seesalz; theils stellt man es aus dem Wasser der Salzquellen dar, Quellsalz.

Das Steinsalz ist selten rein genug, um ohne Weiteres zum Gebrauche für die Menschen tauglich zu sein; es muß daher im Wasser

aufgelöset und gereinigt werden. Dasselbe ist mit dem **Seesalz** der Fall.

Die Darstellung des **Quellsalzes** geschieht auf den **Salzwerken** oder **Salinen**. Da das Wasser der Salzquellen, die sogenannte **Soole**, selten reich genug an Salzgehalt ist, um sofort abgedampft zu werden, so wird gewöhnlich eine Verstärkung herbeigeführt. Diese erfolgt in den **Gradirwerken**. Es sind aus bloßen Balken große Häuser erbaut, deren ganzer innerer Raum mit Dornbüscheln angefüllt ist. Nun wird die Soole auf die Dornen hinaufgepumpt; sie fällt in unzählige Tropfen zertheilt von Zweig zu Zweig, wobei ein großer Theil des Wassers durch den Luftzug verdunstet, und kommt bedeutend verstärkt in dem Behälter an, welcher unter den Dornen am Boden des Gebäudes angebracht ist. Solcher Gradirhäuser muß die Soole oft mehrere passiren, zuweilen 8 bis 12, je nach ihrem größeren oder geringeren Salzgehalt. Hat sie die erforderliche Stärke erreicht, so leitet man sie in die **Siedepfannen**, welche gewöhnlich sehr groß sind, indem sie mindestens eine Bodenfläche von 400 Quadratfuß haben. Indem man die Soole zum Sieden bringt, werden viele Unreinigkeiten als Schaum auf die Oberfläche getrieben und mit langstieligen Schaumlöffeln entfernt. Durch allerlei Zusätze, besonders durch Rinderblut, befördert man das Schäumen. Sobald das Salz zu krystallisiren beginnt, mäßigt man das Feuer, und läßt die Soole unter stetem Umrühren vollends eindampfen, worauf man das Salz mit Schaufeln herausnimmt und in Körbe bringt, die nach unten spitz zulaufen, damit das Wasser abtropfe. Hierauf schüttet man es in die erwärmte Trocken- oder Darrstube, wo es völlig trocken wird. Die Flüssigkeit, welche nach der Entfernung des Kochsalzes noch in den Pfannen zurückbleibt, die sogenannte **Mutterlauge**, enthält noch verschiedene leichter lösliche Salze, die man auf mannigfache Weise verwenden kann. Die Pfannen überziehen sich allmählig mit einer harten, besonders aus Gyps und Glaubersalz bestehenden Kruste, dem **Pfannensteine**, der von Zeit zu Zeit entfernt werden muß. Auch die Dornreiser erhalten einen steinartigen, besonders aus Gyps bestehenden Ueberzug, **Dornenstein**.

2. Der Chlorwasserstoff oder die Salzsäure.

a) Luftförmige Salzsäure.

Versuch 32. Man übergieße in einer Untertasse etwas **Kochsalz** mit **Schwefelsäure**: es entsteht eine Luftart, welche unter heftigem

Aufschäumen entweicht, stechend sauer riecht, feuchtes blaues Probirpapier röthet, und sich, indem sie Feuchtigkeit anzieht, in dicke, weiße Nebel verwandelt. Wollte man das Gas in der Weise auffangen, wie dies bei dem Sauerstoff geschah, so müßte man sowohl das Becken als die Auffangeflasche mit Quecksilber füllen, denn vom Wasser wird es begierig verschluckt, würde dieses also nicht aus der Flasche verdrängen.

Der entstandene Körper ist Chlorwasserstoff ($H\,Cl$) oder (luftförmige) Salzsäure. Letzteren Namen führt sie natürlich wegen ihrer Darstellung aus Kochsalz.

Wer den Vorgang bei der Bildung des Fluorwasserstoffs genügend aufgefaßt hat, wird sich den hier stattfindenden leicht erklären können, da er jenem ganz analog ist.

Aus : $Na\,Cl + HO, SO_3$

wird : $Na\,O, SO_3 + H\,Cl$.

Das im Kochsalze befindliche Natrium-Metall verwandelt sich durch Verbindung mit dem Sauerstoffe des Wassers der Schwefelsäure in Natrium-Oxyd (Natron), welches mit der Schwefelsäure zu schwefelsaurem Natrium-Oxyd (schwefelsaurem Natron, Glaubersalz) zusammentritt, während das Chlor den freigewordenen Wasserstoff des Wassers säuert, und mit ihm den Chlorwasserstoff oder die Salzsäure bildet.

b) Tropfbar-flüssige Salzsäure.

Die Salzsäure ist für den Chemiker, so wie für viele Gewerbtreibende von größter Wichtigkeit. Da ihre Anwendung in Gasform unpraktisch ist, so leitet man das Gas in Wasser, von dem es so begierig verschluckt wird, daß ein Maaß Wasser 480 Maaß Chlorwasserstoff zu absorbiren vermag. Auf diese Weise erhält man eine farblose an der Luft rauchende Flüssigkeit, welche alle Eigenschaften des Gases besitzt, und dies ist die Form, in welcher man die Salzsäure zu benutzen pflegt. Man stellt sie in Fabriken im Großen dar, doch ist die in Handel vorkommende rohe Salzsäure gelblich gefärbt und mit allerhand Stoffen (Chlor, Eisen, schwefliger Säure, Arsenik) verunreinigt, muß daher namentlich vor dem arzneilichen Gebrauche von diesen Beimischungen erst befreit werden. Wie man eine kleine Quantität flüssiger Salzsäure darstellen kann, lehrt

Versuch 33. Man verstopfe ein Kochfläschchen mit einem durchbohrten Korke, durch welchen der kürzere Schenkel einer zweischenkeligen

Glasröhre gesteckt ist, stelle das Fläschchen in einer mit Sand gefüllten Schale auf den Dreifuß und setze unter den längeren Schenkel ein mit Wasser halb gefülltes Medizinfläschchen, welches in einem Becken mit möglichst kaltem Wasser steht. Der in dieses Fläschchen gehende Schenkel der Glasröhre darf nur höchstens einen Viertelzoll ins Wasser reichen, und wenn sich die Flüssigkeit während des Versuches vermehrt, muß durch Erniedrigung der Unterlage immer wieder dafür gesorgt werden, daß er *nicht* tiefer hinabragt, weil es sonst leicht geschehen könnte, daß die ganze Flüssigkeit in das Kochfläschchen zurückgetrieben würde, sobald die Gasentwickelung einmal unterbrochen würde. Auch noch aus einem zweiten Grunde darf das Gasleitungsrohr nicht zu tief in die Flüssigkeit hinabreichen. Das mit der Chlorwasserstoffsäure geschwängerte Wasser ist nämlich schwerer, als das reine, und senkt sich zu Boden; es werden somit, wenn man auf die angegebene Weise verfährt, die verschiedenen Schichten des Wassers am leichtesten mit dem Gase erfüllt. Ist der *Apparat zweckmäßig* geordnet, so nehme man den Kork noch einmal von dem *Kochfläschchen* ab, schütte in dasselbe einen Löffel Kochsalz und übergieße dasselbe mit der doppelten Gewichtsmenge Schwefelsäure, die zuvor durch $1/_5$ ihres Gewichtes Wasser verdünnt worden ist. Man setze nun den Kork wieder auf und verklebe die Fugen zwischen ihm, dem Fläschchen und der Glasröhre schnell mit dickem Mehlkleister. Hierauf erwärme man den Inhalt des Kochfläschchens langsam mittelst der Weingeistlampe: das Chlorwasserstoffgas geht in die immer möglichst abzukühlende Vorlage und wird von dem in derselben befindlichen Wasser absorbirt. Die *Abkühlung* ist erforderlich, weil bei dem Uebergange des Gases in die *tropfbare* Aggregatsform sehr viele latente Wärme frei wird, und weil warmes Wasser weit weniger von dem Gase aufzunehmen vermag, als kaltes. Sobald die Gasentwickelung aufhört, nehme man die Vorlage rasch hinweg.

Der aus der Flüssigkeit aufsteigende heftig riechende Dampf ist nichts anders, als gasförmig entweichender Chlorwasserstoff.

c) Versuche mit Salzsäure.

Versuch 34. Uebergieße in einem Fläschchen Zinkabschnitte mit Salzsäure: das Zink verschwindet allmählig, während zugleich eine lebhafte Gasentwickelung in dem Fläschchen stattfindet.

Es drängen sich uns sofort zwei Fragen auf: Was ist aus dem Zink geworden? — und: Was für ein Gas ist frei geworden?

Die letztere Frage ist am leichtesten zu beantworten. Bringen wir, nachdem die Gasentwickelung einige Zeit fortgedauert hat — *nicht früher* — einen brennenden Fidibus an die Oeffnung des Fläschchens, so erscheint die uns wohlbekannte Wasserstoff-Flamme; das frei gewordene Gas ist folglich *Wasserstoff*.

Nun werden wir auch ahnen, was aus dem Zink geworden ist. Sicherlich hat es sich mit dem zweiten Bestandtheile der Chlorwasserstoffsäure, also mit dem *Chlor* chemisch verbunden, es ist also *Chlorzink* entstanden, welches in der Flüssigkeit aufgelöset ist und durch Verdampfung derselben als ein salzartiger Körper in starrer Form dargestellt werden kann. Man kann es gleich dem *Chlornatrium* (Kochsalz) ein *Haloidsalz* nennen.

Wiederholen wir unsern Versuch, nehmen aber statt des Zink einmal *Eisenfeile*, das andremal *Zinnspäne*, so erhalten wir in beiden Fällen ein ganz ähnliches Resultat; es entsteht ein *Chlormetall* (Chloreisen, Chlorzinn) und *Wasserstoff wird frei*.

Auf diese Weise pflegt man die Chlorverbindungen derjenigen Metalle zu bilden, welche von der Salzsäure angegriffen werden. Dies ist jedoch nicht bei allen der Fall, z. B. nicht bei Gold, Platina, Silber und Quecksilber; bei andern erfolgt die Einwirkung der Salzsäure sehr langsam, z. B. bei dem Kupfer.

Versuch 35. Man übergieße etwas gebrannten Kalk ($Ca\,O$) mit Salzsäure: abermals entsteht ein *Chlormetall*, *Chlorcalcium* $Ca\,Cl$, aber ohne Entwickelung von Wasserstoff, denn dieser verbindet sich sofort mit dem Sauerstoff des Oxydes zu *Wasser*. Durch Abdampfung kann man das salzartige Chlormetall erhalten.

So verhalten sich alle Metall-Oxyde ohne Ausnahme; werden sie mit Salzsäure behandelt, so entsteht ein *Chlormetall* und *Wasser*.

Metall-Oxyd	Metall		Chlormetall.
	Sauerstoff	Wasser	
Salzsäure	Wasserstoff		
	Chlor		

Versuch 36. Man löse irgend ein kohlensaures Salz in Wasser auf und gieße Salzsäure hinzu: die Kohlensäure entweicht, und es entsteht abermals ein Chlormetall und Wasser.

Nimmt man z. B. kohlensauren Kalk (Kreide, $Ca\,O,\,CO_2$), so ist der Vorgang:

Kreide	Calcium-Oxyd	Ca	Chlor-Calcium (Ca Cl).
		O	Wasser.
	Kohlensäure	C, O_2	entweicht.
Chlorwasserstoffsäure		H	Wasser.
		Cl	Chlor-Calcium (Ca Cl).

Nimmt man Soda (kohlensaures Natrium-Oxyd), so erhält man Chlornatrium oder Kochsalz; Potasche (kohlensaures Kali) giebt Chlorkalium u. s. w.

Aus Versuch 34—36 geht hervor, daß man Chlormetalle erhält, indem man Salzsäure auf Metalle oder auf Metall-Oxyde oder auf die kohlensauren Salze der Metalle wirken läßt. Sonst nannte man, und es geschieht auch jetzt wohl noch, die Chlormetalle salzsaure Salze, Chlorcalcium z. B. salzsauren Kalk. Dieser Name ist falsch, da die Chlormetalle im trocknen Zustande weder Sauerstoff noch Wasserstoff enthalten; sind sie im Wasser gelöset, so könnte man allerdings annehmen, daß sie aus einem Metalloxyde und Salzsäure beständen. Die Chlormetalle sind fast alle im Wasser löslich, nur das Chlorsilber (Ag Cl) und eine Verbindung des Chlor mit Quecksilber (Hg_2 Cl) sind völlig unlöslich. Sobald daher eine Silbersalzlösung und eine Chlor enthaltende Verbindung zusammenkommen, bildet sich Chlorsilber und schlägt sich in weißer Farbe nieder. Dies zeigt uns:

Versuch 37. Man löse in einem Probirgläschen etwas Kochsalz (Chlornatrium) auf, und tröpfle einen Tropfen einer Silberlösung (z. B. von aufgelösetem Höllenstein) hinzu: sofort erscheint der weiße Niederschlag von Ag Cl, indem das Chlor des Kochsalzes mit dem im Höllenstein enthaltenen Silber sich verbindet.

Dasselbe erfolgt, wenn man einen Tropfen Höllensteinlösung mit Salzsäure zusammenbringt.

Mithin ist die Salzsäure das sicherste Erkennungsmittel (Reagens) für Silber, und Silberlösung das sicherste Erkennungsmittel des Chlor.

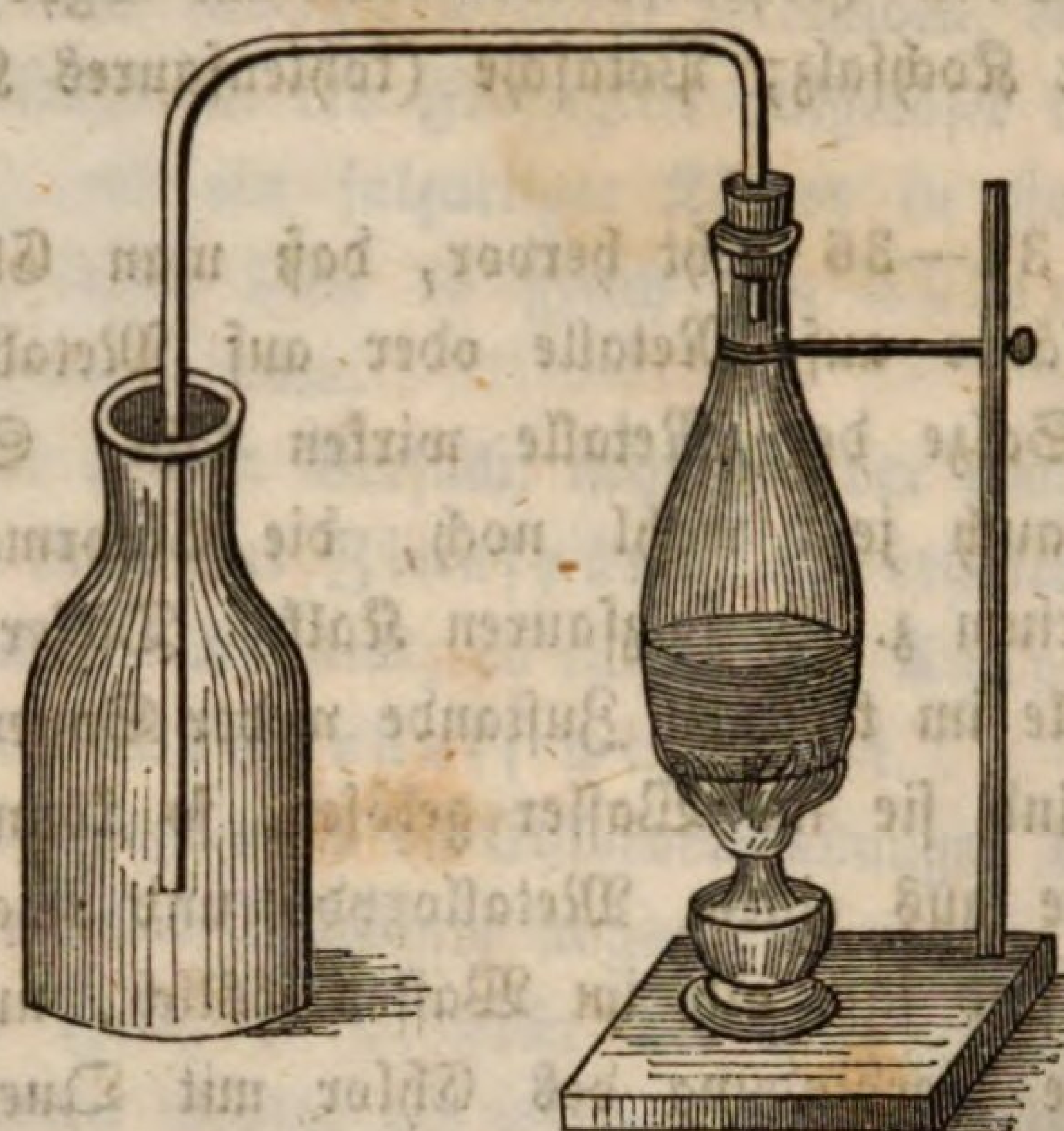
3. Das Chlor.

a) Gewinnung des Chlor.

Versuch 38. Schütte in ein Kochfläschchen ein halbes Loth Braunstein, am besten in erbsengroßen Stücken, denn wenn man ihn fein pulverisirt anwendet, so bildet er leicht eine feste Kruste auf dem Boden des Kochfläschchens. Auf letzteres kommt ein möglichst gut schließender

durchbohrter Kork, und in diesen der kurze Schenkel einer zweischenkeligen Glasröhre. Es darf kein Zwischenraum zwischen dem Korke und der Röhre bleiben, daher thut man am besten, wenn man sie durch etwas Kitt (dicken Mehlkleister oder Glaserkitt) verbindet. Der zweite, längere Schenkel der Glasröhre wird in eine leere, ziemlich hohe Flasche von

Fig. 20.



weißem Glase gesteckt, so daß er fast den Boden berührt. Nun nimmt man den Kork mit der Glasröhre noch einmal vom Kochfläschchen, gießt drei Loth Salzsäure auf den Braunstein, setzt den Kork wieder auf, und verstreicht die Fuge zwischen ihm und dem Fläschchen ebenfalls mit Kitt. Hierauf wird die Masse im Kochfläschchen mittelst der Weingeistlampe gelind erhitzt: es geht in die Vorlage ein gelblichgrünes Gas über, dies ist das Element Chlor. (Der Name bedeutet gelbgrün.) Das Gas erfüllt allmählig die Vorlage, indem es die atmosphärische Luft verdrängt. Ist die Flasche voll, was man leicht erkennt, da das Gas farbig ist, so wird sie weggenommen, verkorkt und so rasch als möglich durch eine andere ersetzt und sofort, bis die Gasentwickelung aufhört.

Chlor ist giftig, wirkt besonders auf die Luftröhre und die Lunge, und erzeugt sogleich Husten, wenn man es auch nur in geringer Menge einathmet. Daher verklebten wir die Fugen des Apparates, und wir thun wohl, das Gas nicht in einem Wohnzimmer oder doch vor der offnen Thür eines geheizten Zugofens zu bereiten. Da aber doch immer etwas Chlorgas in die Luft entweicht, so tröpfle man Weingeist und

Salmiakgeist auf ein Tuch, schwenke dies in der Luft und halte es vor den Mund.

Erklärung des Vorganges bei der Chlorentwickelung. Der Braunstein ist, wie wir bereits wissen, eine chemische Verbindung des Braunsteinmetalles (Mangan) mit Sauerstoff: *Mangansuperoxyd* (MnO_2). Die Salzsäure besteht aus Chlor, Wasserstoff und Wasser. Mittelst *doppelter Wahlverwandtschaft** verbindet sich der Sauerstoff des Braunsteins mit dem Wasserstoff der Salzsäure zu Wasser, das Chlor der Salzsäure hingegen mit dem Mangan des Braunsteins. Aus dieser Verbindung kann die Hälfte des Chlor schon durch gelinde Erwärmung ausgetrieben werden, während die andere Hälfte mit dem Mangan verbunden bleibt; mithin wird die Hälfte des in der Salzsäure enthaltenen Chlor frei und geht in die Vorlage über.

Braunstein	Mangan		Mangan	bleibt zurück,
	Sauerstoff	Wasser		
Salzsäure	Wasserstoff	bleibt zurück	Chlor	
	Chlor		Chlor wird frei;	

oder: $MnO_2 + 2HCl = 2HO + MnCl_2 = 2HO + MnCl + Cl.$

Versuch 39. Man kann auch statt der im vorigen Versuche angegebenen Ingredienzien ein Gemisch aus gleichviel *Kochsalz* und *Braunstein* in das Kochfläschchen schütten, mit der dreifachen Menge *englischer Schwefelsäure*, welche vorher mit gleichviel Wasser verdünnt worden ist, übergießen, dann wie oben gelind erwärmen und das Gas auf gleiche Weise und unter denselben Vorsichtsmaßregeln auffangen.

Kochsalz ist, wie wir wissen, aus Chlor und Natrium zusammengesetzt. Durch einen Theil der wasserhaltigen Schwefelsäure wird das Natrium oxydirt und bildet mit ihr ein Salz, während Chlor und Wasserstoff sich verbinden. Der Wasserstoff bildet nun mit einem Theile des Sauerstoffs des Braunsteins Wasser; das dadurch entstehende Manganoxydul verbindet sich mit der Schwefelsäure zu einem Salze, und Chlor wird frei.

Aus: $NaCl + MnO_2 + SO_3 + HO$

wird: $NaCl, SO_3 + MnO, SO_3 + HO + Cl.$

bleiben im Kochfläschchen; wird frei.

* So heißt der Vorgang, wenn zwei zusammengesetzte Körper gegenseitig ihre Bestandtheile austauschen. (S. Kap. 4. 3.)

Versuch 40. Uebergieße rothes, chromsaures Kali mit Salzsäure und erwärme gelind (im Wasserbade): Chlor wird frei. Bei diesem Versuche erfolgt die Entwickelung des Chlor vorzüglich ruhig, und die Operation kann leichter als in den vorigen Fällen unterbrochen werden. Der Vorgang ist im Wesentlichen mit dem bei Versuch 38. übereinstimmend; überhaupt kann man aus der Salzsäure stets das Chlor frei machen, wenn man sie mit Körpern zusammenbringt, welche reich an Sauerstoff sind, und diesen leicht abgeben.

b) Versuche mit Chlor.

Außer den bereits erkannten Eigenschaften des Chlorgases, daß es nämlich ein giftiges, grünlichgelbes, heftig riechendes Gas ist, beobachten wir noch andere Eigenthümlichkeiten desselben.

Versuch 41. Man stelle ein mit Chlorgas gefülltes Fläschchen unverkorkt hin (am besten ins Freie): die gelbliche Farbe verschwindet sehr langsam. Wendet man das Fläschchen (im Freien) um, so enthält es bald nur farblose Luft: das Chlorgas ist entwichen.

Chlorgas ist nämlich $2^1/_2$mal so schwer, als die atmosphärische Luft, daher entweicht es nicht — wie z. B. das Wasserstoffgas es that — rasch aus einer offnen Flasche, sondern es mischt sich erst allmählig vermöge der Diffusion der Gase mit der atmosphärischen Luft, und ein Theil bleibt immer in der Flasche zurück. Aus der umgekehrten Flasche aber fließt es aus, als wenn man Wasser ausgöße. — Wir konnten deshalb das Gas ohne Anwendung des pneumatischen Apparats in einer leeren Flasche auffangen.

Versuch 42. Hänge in eine mit Chlorgas gefüllte Flasche verschiedene gefärbte Stoffe aus dem Thier- oder Pflanzenreiche, z. B. ein Stückchen Kattun, rohe Leinewand, Blumen, Haare und dergl.: diese Gegenstände werden farblos, die rohe Leinewand wird weiß. Chlor zerstört mithin alle animalische und vegatabilische Farbestoffe. Es hat nämlich große Affinität zu dem Wasserstoffe, der in allen diesen Farben einen Hauptbestandtheil ausmacht, und indem es ihnen denselben entzieht, stürzt das ganze chemische Gebäude ein. Chlor ist daher ein Bleichmittel, aber es zerstört nicht bloß die Farben der Pflanzenstoffe, sondern bald auch diese selbst, wenn sie seiner Einwirkung zu lange ausgesetzt bleiben.

Versuch 43. In ein mit Chlorgas gefülltes Gefäß schütte eine übelriechende Flüssigkeit, z. B. Urin, faulige Eier und dergl.: der üble Geruch

verschwindet. Chlor ist daher ein kräftiges Mittel zur Beseitigung solcher der Gesundheit nachtheiligen Stoffe, und dient zur Reinigung der Luft, der Geräthe u. s. w. (Desinfection) bei ansteckenden Krankheiten.

Versuch 44. Schütte in ein mit Chlorgas gefülltes Gefäß etwas gröblich gepulvertes Wismuth oder Antimon (Spießglanz): diese Körper verbinden sich augenblicklich unter Feuererscheinung zu Chlormetallen, und bilden einen Feuerregen, indem sie auf den Boden des Fläschchens hinabfallen. Gießt man Wasser hinzu, so lösen sich die Chlormetalle auf. Befinden sich in einem Zimmer, wo Chlorgas in die Luft entweicht, Metalle, so erhalten sie sofort einen dunklen Ueberzug, indem sich Chlormetall bildet.

In dieser Beziehung ist das Chlor dem Sauerstoff sehr ähnlich, und die Bildung der Chlormetalle gleicht einer Verbrennung, ja, sie tritt, wie wir gesehen haben, sogar oft unter Feuererscheinung auf. Bei diesen Verbrennungen ist aber nicht der Sauerstoff thätig, und „verbrennen“ heißt bei ihnen: „mit Chlor verbinden“. Selbst darin findet eine merkwürdige Uebereinstimmung zwischen Chlor und Sauerstoff statt, daß jenes wie dieser in verschiedenen Mengen mit andern Elementen sich verbindet, so daß es Chlorstufen giebt, wie wir Oxydationsstufen kennen lernten. Wie man bei den Sauerstoffverbindungen Oxydul und Oxyd unterscheidet, so bei den Chlorverbindungen: Chlorür und Chlorid; jenes bezeichnet die weniger Chlor enthaltende Verbindung, dieses die an Chlor reichere.

Versuch 45. Man entwickele auf eine der (Versuch 38—40.) gezeigten Weisen Chlorgas, leite es aber anstatt in eine nur Luft enthaltende Flasche in eine mit Wasser gefüllte: das Gas löset sich im Wasser auf, und zwar absorbirt (verschluckt) ein Maaß Wasser 2—3 Maaß Chlorgas, indem es eine schwach grünlichgelbe Farbe und den erstickenden Geruch des Chlorgases annimmt.

Versuch 46. Gieße Chlorwasser auf Stoffe, welche vegetabilische Farben haben: sie werden gebleicht; gieße es zu übelriechenden Stoffen: der üble Geruch verschwindet — ganz wie es bei dem Gase (Versuch 42. und 43.) der Fall war.

Will man die rohe Leinewand mittelst Chlor bleichen, so wendet man natürlich lieber das Chlorwasser an, als das Gas. Wird das Chlorwasser nicht zu stark genommen und nach erfolgter Bleichung sorgfältig aus der Leinewand entfernt, so schadet diese sogenannte Schnell- oder Fixbleiche dem Gewebe nichts, im entgegengesetzten Falle werden aber

die Fäden angegriffen. Noch häufiger, als Chlorwasser, wendet man Chlorkalk sowohl zum Bleichen, als zu Desinfectionen an. Diesen erhält man, wenn man Chlorgas in Kalkmilch (gebrannten, mit Wasser übergossenen Kalk) leitet. Da der Kalk ein aus dem Metalle Calcium und Sauerstoff bestehender, also ein zusammengesetzter Körper (Ca O) ist, so vermag sich das Chlor, als ein einfacher Stoff, nicht sofort unmittelbar mit ihm zu verbinden, sondern die Hälfte des Kalkes läßt den Sauerstoff fahren, und wird zu Calcium, welches sich augenblicklich mit dem Chlor zu einem Chlormetalle — Chlorcalcium (Ca Cl) — verbindet; der freigewordne Sauerstoff bildet mit Chlor unterchlorige Säure (Cl O), und diese verbindet sich mit der andern Hälfte des Kalkes zu unterchlorigsaurem Kalk (CaO, ClO);

aus: 2 Ca O + 2 Cl
wird: Ca Cl + Ca O, Cl O.

Der Name Chlorkalk bezeichnet mithin ein Gemisch von Chlorcalcium, und unterchlorigsaurem Kalk, einem Sauerstoffsalze. Letzteres enthält die Bleich- und Desinfectionskraft, das Chlorcalcium ist nur eine unvermeidliche, nutzlose aber auch unschädliche Zugabe.

Um bei Seuchen die Ansteckungsstoffe zu vertilgen, muß man fortdauernde Desinfectionsmittel anwenden. Man schüttet in eine große Schüssel 2 Unzen Chlorkalk und übergießt denselben mit 3—4 Quart Wasser. Mit diesem schwachen Chlorwasser müssen sich die Krankenwärter nach jeder Berührung des Kranken die Hände waschen, man übergießt die Excremente desselben damit, reiniget ferner mit demselben die Gefäße und Wäsche, und sprengt von Zeit zu Zeit etwas von der Flüssigkeit auf den Boden. Auch stellt man in das Krankenzimmer und auf den Hausflur irdene Gefäße mit einem Gemenge von 4—5 Loth Chlorkalk und gleichviel pulverisirtem Alaun, wodurch fortwährend eine schwache Chlorentwickelung bewirkt wird, besonders wenn man die Masse anfeuchtet. — Stirbt der Kranke oder erlischt die Krankheit, so wird eine energische Schluß-Desinfection veranstaltet. Man stellt in dem Krankenzimmer in mehrere Gefäße vertheilt eine Mischung von 8 Loth Chlorkalk und 8 Loth roher Schwefelsäure auf, welcher mit 16 Loth Wasser verdünnt ist, und läßt bei geschlossenen Fenstern, Thüren und Oefen die Chlorentwickelung 3 bis 6 Stunden lang dauern. Natürlich kann in dieser Zeit kein Mensch in dem betreffenden Raume verweilen, auch muß zuvor alles Metall, so weit dies möglich ist, beseitiget werden. Alle Gegenstände im Zimmer werden mit einer Chlorkalklösung (2 Unzen Chlorkalk auf 10 Quart

Wasser) gewaschen, auch die Krankenwäsche wird damit gereiniget, muß aber sofort mit frischem Wasser nachgespült werden, damit sie nicht zerfressen wird. Werthlose Gegenstände, z. B. das Bettstroh, verbrennt man. In den Sarg der Leichen schüttet man ein Gemenge aus Chlorkalk und Alaun. Dies ist überhaupt ein vorzügliches Mittel, um, namentlich im heißen Sommer, den lästigen und schädlichen Leichengeruch zu vertilgen.

Versuch 47. Von zwei mit Chlorwasser gefüllten Flaschen beklebe man die eine mit schwarzem Papiere oder bewahre sie an einem dunklen Orte auf; die andere setze man dem Sonnenlichte aus. In jener bleibt das Chlorwasser unverändert, was der Geruch sofort anzeigt; in dem letzteren Gefäße hingegen ist nach einigen Tagen der Chlorgeruch verschwunden, denn unter dem Einflusse des Lichtes hat sich das Chlor mit dem Wasserstoffe des Wassers zu Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure) verbunden, und der Sauerstoff des Wassers ist frei geworden. Blaues Lakmuspapier, welches im Chlorwasser entfärbt wurde, wird jetzt geröthet.

Mischt man in einer Flasche gleiche Maaße von Chlorgas und Wasserstoffgas, so vereinigen sich die beiden Gase nicht. Dieselben verbinden sich aber augenblicklich unter heftigem Knall und Zertrümmerung des Gefäßes, sobald man das Gemisch anzündet, oder sobald die Flasche von einem Sonnenstrahle getroffen wird. Das Produkt der Verbindung ist Chlorwasserstoff oder Salzsäure.

Aus mehreren unserer Versuche ergab sich, daß das Chlor eine große Affinität zum Wasserstoffe, eine weit geringere dagegen zum Sauerstoffe hat. Dennoch kann es sich auch mit dem letzteren verbinden, und es entstehen dann folgende Säuren:

unterchlorige Säure = $Cl\,O$, (siehe Versuch 46.)
chlorige Säure = $Cl\,O_3$
Chlorsäure . . = $Cl\,O_5$ (s. später unter Kalium) und
Ueberchlorsäure . = $Cl\,O_7$.

Die unterchlorige Säure fanden wir im Chlorkalk, der Chlorsäure werden wir bei der näheren Betrachtung des uns schon bekannten chlorsauren Kali begegnen.

III. Das Jod.

(Lateinisch: Jodum; chemisches Zeichen = J; Mischungsgewicht = 1587½; specifisches Gewicht = 5.)

Dieses Element wurde erst 1811 entdeckt und zwar in der Asche verschiedener, zur Gattung Fucus (Seetang) gehörenden Strandpflanzen,

aus welcher man es auch jetzt noch darstellt. In der Natur kommt es nicht frei vor, sondern in Verbindung mit Metallen, mit denen es gleich dem Chlor Haloidsalze bildet, die besonders in Salzquellen, im Meerwasser und, wie erwähnt, in den Seepflanzen enthalten sind.

Im isolirten Zustande erscheint es in Gestalt von metallisch-glänzenden, dunkelgrauen, dem Graphit sehr ähnlichen Blättchen, mithin als fester Körper. Es besitzt einen eigenthümlichen chlorartigen Geruch und einen ätzenden Geschmack, färbt die Finger beim Anfassen braun und ist giftig. Es wird in der Arzneikunst namentlich gegen den Kropf und zur Daguerreotypie (s. unten) verwendet.

Versuch 48. Streue einige Körnchen Jod in Wasser: es löset sich außerordentlich wenig (etwa $^1/_{7000}$) auf, doch färbt es dasselbe deutlich gelb. Uebergieße etwas Jod mit starkem Spiritus: es löset sich vollständig auf und bildet eine dunkelbraune Flüssigkeit, Jodtinktur.

Versuch 49. Erwärme etwas Jod in einem kleinen weißen Fläschchen: es schmilzt zu einer braunen, fettglänzenden Flüssigkeit, und verwandelt sich bei + 180° in einen prachtvoll veilchenblau gefärbten Dampf. Diesem Umstande zufolge wurde es eben Jod, d. i. veilchenblau, genannt. Bei dem Erkalten verdichtet sich der Joddampf in kleine Krystalle, ohne zuvor in den flüssigen Zustand übergegangen zu sein.

Versuch 50. Tröpfelt man etwas Jodtinktur auf einen Körper, welcher Stärkemehl enthält, z. B. Brot, Kartoffeln, unreife Aepfel, Buchbinderkleister u. s. w. (s. Pflanzenchemie Kap. 1.), so verbindet sich das Jod mit der Stärke und färbt diese blau. Mittelst des Jod kann man daher sofort erfahren, ob ein Körper Stärke enthalte, oder mit andern Worten: Jod ist das genaueste Reagens auf Stärke. Umgekehrt ist Stärke das beste Reagens auf Jod. Daß z. B. eine chemische Verbindung aus Jod und einem Metalle zusammengesetzt sei, erfährt man sofort, wenn man auch nur die geringste Menge davon zu Stärkekleister hinzufügt, und nun etwas Chlorwasser dazugießt. Das Chlor ist ein stärkerer Körper, als das Jod, reißt das Metall aus der Jodverbindung an sich, indem es mit ihm ein Chlormetall bildet, und macht dadurch das Jod frei, welches sich augenblicklich mit der Stärke verbindet und diese blau färbt.

Das Jod hat gleich dem Chlor mehr Zuneigung zum Wasserstoff, als zum Sauerstoff, und bildet mit jenem die Jodwasserstoffsäure (HJ), mit diesem hingegen Jodsäure (JO_5) und Ueberjodsäure (JO_7). Eben so bildet es mit Metallen Jodmetalle (Jodüre und

Jodide), welche man zu den Haloidsalzen zählt. Eine eigenthümliche Verbindung bildet das Jod mit einem später zu betrachtenden gasförmigen Elemente, dem Stickstoff.

Versuch 51. Uebergieße in einem Uhrglase oder in einem Schälchen einige Gran feingeriebenes Jod mit starkem Salmiakgeist, gieße nach 15 bis 20 Minuten die Flüssigkeit auf ein Blatt Löschpapier, unter welchem eine starke Lage eben solchen Papiers liegt. Sobald alle Flüssigkeit eingesogen ist, zerreiße das Papier in kleine Streifchen und lasse diese entfernt von einander trocknen. Man erblickt auf denselben ein braunes Pulver: Jodstickstoff. (Der Salmiakgeist ist nämlich ein stickstoffreicher Körper, und sein Stickstoff tritt mit dem Jod in chemische Verbindung.) Sobald die Papierstreifen völlig trocken sind, ruft die leiseste Berührung derselben die plötzliche Zersetzung des Jodstickstoffs hervor, indem man einen Knall vernimmt. Der Stickstoff wird nämlich frei und nimmt sogleich Gasform an, wobei er sich in einen viel tausendfach größeren Raum ausdehnt. Hätte man ein größeres Blatt des Papieres in eine Flasche gesteckt, so würde diese bei der Zersetzung zersprengt worden sein. Solche plötzliche von Gasentwickelung begleitete Zersetzungen heißen Explosionen (Detonationen). Bei der Entzündung des Schießpulvers und der Schießbaumwolle (s. Versuch 75.) erfolgt die heftige Explosion auch vorzüglich durch das Freiwerden des Stickstoffs.

IV. Das Brom.

(Lateinisch: Bromum; chemisches Zeichen = Br; Mischungsgewicht = 1001¼ [1000]; specifisches Gewicht = 3.)

Das Brom, 1826 im Meerwasser entdeckt, in welchem es mit Metallen verbunden enthalten ist, wird wie das Jod, dessen gewöhnlicher Begleiter es ist, aus Seepflanzen gewonnen. Bei gewöhnlicher Temperatur erscheint es als eine dünne, hyacinthrothe, nur in dünnen Schichten durchsichtige Flüssigkeit, welche im Wasser untersinkt, ohne sich merklich darin aufzulösen. Bei einer Kälte von — 20° erstarrt es zu einer schönen rothbraunen Krystallmasse. Wird es bis auf + 63° erwärmt, so verwandelt es sich in einen dunkelrothen, sehr übelriechenden Dampf. Von diesem Geruche hat es seinen Namen, denn das griechische Wort bromos heißt: übler Geruch. Auch bei gewöhnlicher Temperatur verdampft das Brom, und man bewahrt es daher unter Wasser auf. Der Dampf ist sehr giftig und zerstört gleich dem Chlor Farben und Gerüche.

Mit dem Wasserstoffe bildet das Brom, gleich dem Chlor und Jod, eine Säure: Bromwasserstoffsäure (H Br); mit dem Sauerstoffe tritt es zu Bromsäure ($Br\,O_5$) zusammen; mit Metallen bildet es Haloidsalze (Bromüre und Bromide), z. B. Bromsilber u. s. w.

Die Daguerreotypie.

Versuch 47. lehrte uns, daß das Sonnenlicht im Stande sei, chemische Zersetzungen zu bewirken. Aehnliches geschieht in vielen Fällen, doch vermögen wir die Art und Weise, wie das Licht wirkt, nicht zu erklären, wir müssen uns vielmehr mit der Thatsache begnügen. Dem Franzosen Daguerre (sprich: Dagerr) gelang es im Jahre 1839, eine äußerst merkwürdige Anwendung von der chemischen Kraft des Lichtes zu machen, indem er die Darstellung der seinen Namen tragenden Daguerreotypen d. h. solcher Bilder erfand, bei denen das Licht als Zeichner auftritt. Sein bald zu allgemeiner Verbreitung gelangtes Verfahren umfaßt fünf Operationen:

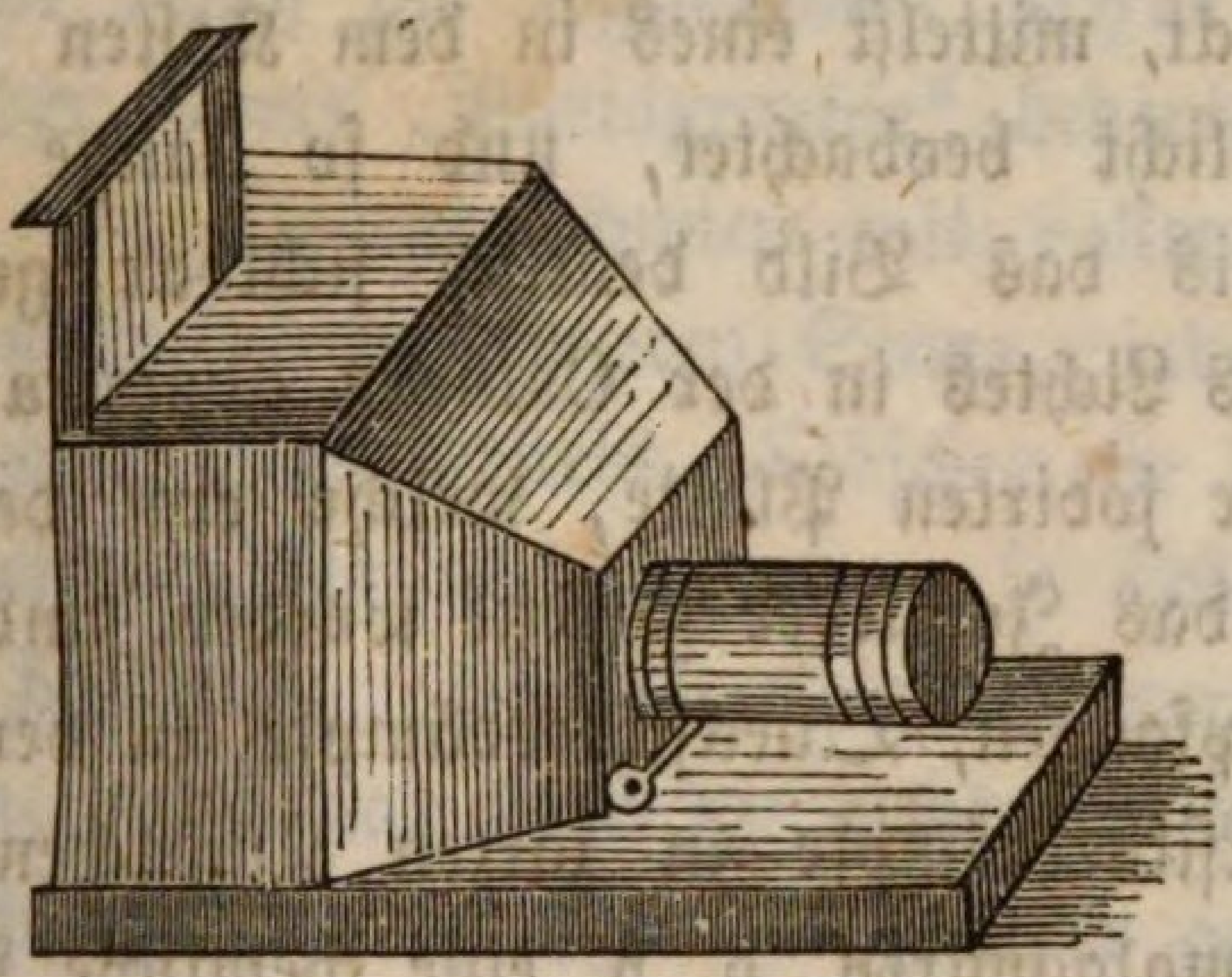
1) das Plattiren und Poliren einer Platte, auf welcher das Bild erscheinen soll;
2) das Jodiren derselben;
3) die Einwirkung des Lichtes auf dieselbe;
4) das Amalgamiren mit Quecksilber und
5) die Entfernung des Jodüberzuges, oder die Fixation (Befestigung) des Bildes.

Eine Kupferplatte wird auf einer Seite plattirt, d. h. mit einer dünnen Silberschicht überzogen.* Die Silberfläche wird mit einigen Tropfen des reinsten Terpentinöls benetzt, mit Tripelpulver bestreut und mit Baumwolle gerieben, bis sie völlig eben und glatt ist, und beim Anhauchen keine Flecke mehr zeigt. — Hierauf wird sie in einen hölzernen Rahmen geschoben und jodirt. Man legt nämlich den Rahmen mit der Platte so, daß deren versilberte Seite nach unten gewendet ist, auf eine viereckige Porzellanschale, in welcher sich mit Wasser verdünntes Chlorjod, gewöhnlich mit einem Zusatze von Brom befindet. Der Rahmen paßt genau auf die Schale, so daß die Platte den Deckel derselben bildet. Die aufsteigenden Joddämpfe verbinden sich mit der Silberfläche

* Das Plattiren geschieht einfach dadurch, daß eine sehr dünne Silberplatte auf eine stärkere Kupferplatte gelegt, und daß die Doppel-Platte zwischen zwei stählernen Walzen hindurchgezwängt wird. Die Anhangskraft (Adhäsion) hält die beiden Platten fest vereinigt.

und erzeugen einen dünnen, goldgelben Ueberzug von Jodsilber (Silberjodid). Dieser muß bis zu dem Augenblicke, in welchem das Bild entstehen soll, auf das sorgfältigste vor jedem Zutritt des Lichtes geschützt werden, deshalb wird der Rahmen mittelst eines Schiebers geschlossen. — Die dritte und Hauptoperation: die Einwirkung des Lichtes auf die jodirte Platte — erfolgt in einer Camera obscura. Diese besteht

Fig. 21.



für den vorliegenden Zweck aus einem Kasten, wie ihn die Figur zeigt. Derselbe ist inwendig geschwärzt, um jede Zurückwerfung des Lichtes von den Wänden zu verhindern. Die Vorderwand hat eine runde Oeffnung, in welche sich eine Röhre mit einer convexen Linse (einem erhaben geschliffenen Glase) schieben läßt. Gegenüber der Linse befindet sich in der Hinterwand eine Oeffnung, in welche der Rahmen mit der Silberplatte paßt. Statt dessen schiebt man aber zunächst einen andern, gleichgroßen Rahmen ein, welcher eine mattgeschliffene Glastafel enthält. Richtet man nun die Linse auf den abzubildenden Gegenstand, so entsteht in einiger Entfernung hinter ihr, also innerhalb der Camera obscura, ein verkleinertes, verkehrtes Bild desselben, welches man mittelst der geschliffenen Glastafel auffangen kann. Man stellt die bewegliche Linse genau so, daß auf der Glastafel ein vollkommen reines und deutliches Bild entsteht. Nunmehr schließt man die Röhre, welche die Linse enthält, mittelst eines Deckels, damit kein Lichtstrahl in den inneren Raum gelangen kann, entfernt den Rahmen mit dem matten Glase, da dieses nur dazu diente, die richtige Stellung der Theile der Camera obscura zu bestimmen, und bringt den Rahmen mit der noch immer durch den Schieber bedeckten jodirten Silberplatte an die Stelle des Glases. Zieht man nun den Schieber hinweg, und entfernt den Deckel von der Linse, so vermag das Licht auf die jodirte Platte einzuwirken, und das Bild des darzustellenden Gegenstandes fällt auf dieselbe. Je nach der Stärke der

Beleuchtung setzt man die Platte eine halbe Sekunde bis zwei Minuten dem Einflusse des Lichtes aus. Sie trägt jetzt eine kaum oder gar *nicht* wahrnehmbare Zeichnung. Um dieselbe deutlich hervortreten zu lassen, wird schnell diese Linse durch ihren Deckel, der Rahmen mit der Platte aber durch seinen Schieber geschlossen, und in ein dunkles Zimmer getragen. Dort befindet sich ein viereckiger Kasten, der ein mit Quecksilber gefülltes eisernes Gefäß über einer Spirituslampe enthält. Die Platte wird darüber gedeckt, mittelst eines in dem Kasten angebrachten Fensterchens bei Kerzenlicht beobachtet, und so lange den Quecksilberdämpfen ausgesetzt, bis das Bild deutlich sichtbar geworden ist. Durch die Einwirkung des Lichtes in der Camera obscura ist nämlich an denjenigen Stellen der jodirten Platte, welche von den helleren Strahlen getroffen wurden, das Jodsilber zersetzt worden, und diese Stellen haben das Vermögen empfangen, Quecksilberdämpfe zu verdichten. Hier setzen sich nun die Quecksilberdämpfe in zarten Kügelchen an, indem sie *sich* mit dem Silber amalgamiren, d. h. eine chemische Verbindung mit demselben eingehen. — Zuletzt muß das Silberjodid von den übrigen Stellen der Platte entfernt werden, um eine fernere chemische Einwirkung des Lichtes unmöglich zu machen. Dies wird bewirkt, indem man die Platte in eine Schale taucht, in welcher sich eine Lösung von unterschwefligsaurem Natron in der achtfachen Gewichtsmenge Wasser befindet, und sie mehrmals hin und her bewegt; das Silberjodid ist in dieser Flüssigkeit löslich.

Der Quecksilberstaub bildet also die lichten Parthieen des Bildes, und da, wo das Licht nicht einwirkte, hat man jetzt den reinen, glänzenden Silberspiegel, welcher, wenn man die Platte so hält oder aufhängt, daß er die Strahlen dunkler Gegenstände zurückwirft, die Schatten und den dunklen Hintergrund bildet. Mithin sind die Daguerreotypen Bilder, welche auf silbernem Grunde durch Quecksilber dargestellt sind.

Oft vergoldet man das vollendete Bild. Dies geschieht auf sehr einfache Weise durch Uebergießen desselben mit einer Goldsalzlösung. Das in dieser enthaltene Gold bildet mit dem das Bild darstellenden Quecksilber sofort ein Amalgam.

Läßt man die Platte zu lange unter dem Einflusse des Lichts in der Camera obscura, so wird das Jodsilber durch das Licht geschwärzt, und es entsteht ein negatives Bild, d. h. die hellen Stellen des Gegenstandes erscheinen im Bilde dunkel, die dunklen dagegen hell.

So genau die Daguerreotypen die Formen der Gegenstände wiedergeben, so ungenau ist nicht selten das Verhältniß zwischen Schatten und Licht, denn die verschiedenen Farben wirken sehr ungleich auf die Platten, daher vermißt man oft die Aehnlichkeit.

Die Photographie.

In den letztvergangenen Jahren sind die Lichtbilder auf Metallplatten in Daguerre's Manier durch die sogenannten Photographien fast verdrängt worden. Der Name „Photographie" bedeutet „Lichtbild", er kommt mithin auch den Daguerreotypien mit vollem Rechte zu, man gebraucht ihn aber gewöhnlich im engeren Sinne, indem man darunter Lichtbilder auf Papier oder Glas versteht. Obschon sie den Daguerreschen Bildern an Schärfe nicht völlig gleichkommen, so haben sie doch auch wichtige Vorzüge vor denselben. Um bei einer Daguerreotypie das Bild deutlich wahrzunehmen, muß man stets die rechte Stellung zu demselben aufsuchen, während sich die Photographie gleich einer gewöhnlichen Zeichnung unter jedem Winkel des einfallenden Lichtes dem Blicke des Anschauenden präsentirt. Ein Lichtbild auf Papier gestattet ferner Nachbesserungen (Retouchen), welche bei den Bildern auf Metallplatten nicht möglich sind, und was die Hauptsache ist, man kann von demselben ohne Schwierigkeit beliebig viele Copien (Abdrücke) erhalten.

Das zur Aufnahme eines Lichtbildes bestimmte Papier wird chemisch präparirt, und gleich den Daguerreschen Platten in die Camera obscura gebracht. Mittelst eines zweiten chemischen Präparates wird das Bild sichtbar gemacht, und dann fixirt d. h. vor dem ferneren Einflusse des Lichtes geschützt. Ueber die zu den angedeuteten Operationen verwendeten Stoffe möge die Bemerkung genügen, daß sie zunächst den Zweck haben, dem Papiere einen Ueberzug von Jodsilber zu geben, welches, wie wir bereits wissen, höchst empfindlich gegen die Einwirkung des Lichtes ist. Diesen Ueberzug erhält das Papier, indem man es nach einander mit zwei Flüssigkeiten befeuchtet, von denen die eine Jod, die zweite Silber enthält (Jodkalium und Höllenstein oder salpetersaures Silberoxyd). Durch die Einwirkung des Lichtes wird das Jodsilber zersetzt, indem das Jod verflüchtigt wird, während reines Silber in der feinsten Zertheilung übrig bleibt. Wenn das Papier aus der Camera obscura genommen wird, so sieht man noch keine Spur von einem Bilde. Die Hervorrufung oder Sichtbarmachung des Bildes erfolgt durch Eintauchen des Papiers in eine Lösung von Pyrogallussäure (siehe Haupttheil II.

Abschnitt I. Kap. 6). Dabei werden alle die Stellen des Bildes, auf welche das volle Licht eingewirkt hat, dunkel gefärbt, die von schwächerem Lichte getroffenen erscheinen weniger dunkel, die vom Lichte gar nicht getroffenen bleiben ungefärbt. Man erhält mithin ein sogenanntes negatives Bild, d. h. ein solches, welches die in der Wirklichkeit hellen Parthien dunkel, die dunkelen hell darstellt. Es ist übrigens noch immer für das Licht empfänglich, und muß daher gegen die fernere Einwirkung desselben geschützt (fixirt) werden. Dies geschieht, indem es mit einer Lösung von unterschwefligsaurem Natron abgewaschen wird, wodurch man das noch vorhandene Jodsilber entfernt.

Mittelst des durch das bisher beschriebene Verfahren erhaltenen negativen Bildes stellt man positive dar, d. h. solche, in denen Licht und Schatten der Wirklichkeit entsprechen. Dazu wird abermals Papier präparirt, indem man es durch Benetzen mit Kochsalz- (Chlornatrium-) Lösung und dann mit einer Silbersalz- (Höllenstein-) Lösung mit einem Ueberzuge von Chlorsilber versieht, welches eben so empfindlich für die Einwirkung des Lichtes ist, als das Jodsilber.

Dieses Papier wird zwischen zwei Glastafeln auf das gewöhnlich zuvor durch eine Mischung von Wachs und Talg durchsichtig gemachte negative Bild gelegt, und dem Lichte ausgesetzt. Das Licht vermag die dunklen Stellen des negativen Bildes nicht zu durchdringen, wohl aber wirkt es durch die hellen Parthien, und färbt dort das leere Blatt Papier, so daß auf diesem die Zeichnung in den richtigen Verhältnissen von Licht und Schatten erscheint, worauf sie wiederum durch eine Lösung von unterschwefligsaurem Natron fixirt wird.

Auf diese Weise lassen sich mittelst des einen negativen Bildes positive Bilder in großer Anzahl anfertigen.

Sehr schöne negative Bilder stellt man jetzt auf Glasplatten dar, welche mit einem Ueberzuge von Stärke, Eiweiß oder Collodium (einer Auflösung der später zu besprechenden Schießbaumwolle in Weingeist und Aether s. Versuch 76.) versehen werden, ehe man die übrigen Operationen in ähnlicher Weise wie bei den Papierbildern vornimmt. Von den negativen Glasbildern kann man positive Papierbilder in beliebiger Menge erhalten.

Auch ohne Camera obscura kann man mittelst der Photographie Copien von Kupferstichen darstellen. Man legt nämlich das präparirte Papier auf den Kupferstich, und setzt beide zwischen zwei Glasplatten dem Lichte aus. Durch die dunklen Stellen des Kupferstiches vermag

das Licht nicht auf das photographische Papier zu wirken, sie bleiben mithin weiß, während die Lichter des Bildes dunkel gefärbt erscheinen. Auch hierbei entsteht also zunächst ein negatives Bild, dessen Verwandlung in positive in bekannter Weise erfolgt.

Natürlich müssen alle mit dem präparirten Papiere vorzunehmenden Operationen in einem verdunkelten Zimmer bei Kerzenlicht stattfinden, oder der Photograph hat für diese Arbeiten ein Lokal mit gelben Fensterscheiben, welche das Tageslicht nur ganz gedämpft einfallen lassen. Nur während der wenigen Augenblicke der Erzeugung des negativen Bildes in der Camera obscura, und ebenso während der Erzeugung des positiven Bildes aus dem negativen darf und muß das Sonnenlicht wirksam sein.

Giebt man einem negativen Bilde eine schwarze Unterlage, z. B. von Wachsleinewand, so erscheint es positiv. Fertigt man demnach ein negatives Bild in der oben beschriebenen Weise auf einer Glasplatte an, hebt dann die Collodiumschicht vorsichtig von dem Glase ab, und klebt sie auf Wachsleinewand, so hat man ein positives Bild. Bei diesem, Panotypie genannten, Verfahren wird nur ein Bild angefertigt, mithin ist es wohlfeiler, man kann aber auch das dargestellte Bild nicht ohne Weiteres vervielfältigen.

Zwei Probleme beschäftigen heut zu Tage die Photographen. Das erste ist: die natürlichen Farben der Gegenstände darstellen zu können, — das zweite: Photographien auf Stahl oder auf lithographischem Steine entstehen zu lassen, die dann durch den Druck rasch und wohlfeil vervielfältiget werden könnten. Das letztere Ziel scheint eher erreichbar, als das erstere. Talbot präparirt z. B. eine Stahlplatte in ähnlicher Weise, wie eine Glasplatte, legt ein negatives Glasbild darauf, und setzt sie dem Lichte aus. Dadurch entsteht ein positives Bild auf dem Stahl. Uebergießt man nun die Platte mit einem Aetzmittel, welches den Stahl, nicht aber den Ueberzug angreift, so erhält man eine vertiefte Zeichnung des gewünschten Bildes, die gleich einem in gewöhnlicher Weise angefertigten Stahlstich abgedruckt werden kann. Noch ist aber dieses Verfahren nicht befriedigend gelungen.

Die zur Hervorbringung guter Photographien erforderlichen Apparate sind übrigens sehr kostspielig. Eine Camera obscura mit vorzüglicher Glaslinse wird mit 200 bis 250 Thalern bezahlt.

Rückblick auf die Elemente Fluor, Chlor, Jod und Brom.

1) Diese vier Elemente gehören zu den Oxygenoiden oder Verbrennungsunterhaltern.

2) Sie vermögen den Wasserstoff zu säuern, und jedes von ihnen bildet mit demselben eine einzige Säure.

3) Unter den durch sie gebildeten Wasserstoffsäuren ist die Chlorwasserstoff- oder Salzsäure die wichtigste. Auch die Fluorwasserstoff- oder Flußsäure hat technischen Werth.

4) Die in Rede stehenden vier Elemente haben nur geringe Affinität zu dem Sauerstoff; Fluor verbindet sich mit diesem gar nicht.

5) Chlor, Jod und Brom werden vom Sauerstoff gesäuert. Während sie dem Wasserstoff gegenüber activ, säuernd auftreten, verhalten sie sich dem Sauerstoff gegenüber passiv. Man muß daher sorgfältig unterscheiden:

die Wasserstoffsäuren dieser Elemente (wozu auch Fluor tritt)

	Fluorwasserstoffsäure, Flußsäure,	$H\,Fl$;
	Chlorwasserstoffsäure, Salzsäure,	$H\,Cl$;
	Jodwasserstoffsäure . . .	$H\,J$;
	Bromwasserstoffsäure . . .	$H\,Br$;

und die Sauerstoffsäuren derselben:

a)	Unterchlorige Säure . . .	$Cl\,O$;
	Chlorige Säure	$Cl\,O_3$;
	Chlorsäure	$Cl\,O_5$;
	Ueberchlorsäure	$Cl\,O_7$;
b)	Jodsäure	$J\,O_5$;
	Ueberjodsäure	$J\,O_7$;
c)	Bromsäure	$Br\,O_5$.

6) Fluor, Chlor, Jod und Brom bilden mit den Metallen binäre (aus 2 Elementen bestehende) Verbindungen, welche man Fluor-, Chlor-, Jod- und Brom-Metalle nennt. Da dieselben salzartiger Natur sind, so nennt man sie oft Salze, aber zum Unterschiede von den aus einer Sauerstoffsäure und einer Base gebildeten Sauerstoffsalzen: Haloidsalze, und die vier sie erzeugenden Elemente führen den Namen Halogene d. i. Salzbildner.

7) Sind die Haloidsalze im Wasser gelöset, so faßt man ihre Zusammensetzung oft so auf, als beständen sie aus einer Wasserstoffsäure und einem Metalloxyde, und nennt z. B. die Chlormetalle chlorwasser-

stoffsaure (salzsaure) Salze. Demnach wäre also Kochsalz = salzsaurem Natriumoxyd (salzsaurem Natron), und in der That ist $Na\,O, H\,Cl = Na\,Cl + H\,O$; bei wasserfreien Haloidmetallen ist aber diese Auffassung nicht zulässig, weil sie keinen Sauerstoff enthalten.

8) Einen merkwürdigen Körper, der sich in seinen Eigenschaften den Haloiden völlig anschließt, obschon er kein Element ist, das Cyan, werden wir Kap. 6. 4. c. kennen lernen.

Viertes Kapitel.

Schwefel, Selen und Tellur.

Auch diese drei Elemente verhalten sich im Allgemeinen wie die in dem vorigen Kapitel betrachteten. Selen und Tellur kommen äußerst selten vor und sind ohne Anwendung, daher mögen einige Bemerkungen über sie genügen.

Das Selen gehört nur dem Mineralreiche an und kommt nie frei vor, sondern mit andern Körpern, besonders Metallen, verbunden. Es ist im reinen Zustande ein starrer Körper von rother oder bleigrauer Farbe, in pulverisirter Gestalt auch goldgelb, und etwa viermal so schwer, als Wasser. In gelinder Wärme wird es erst halbflüssig, so daß es sich gleich dem erwärmten Siegellack in feine Fäden ausziehen läßt; in einer Hitze von ungefähr 200° schmilzt es, und bei 700 Wärmegraden verwandelt es sich in einen gelben Dampf, welcher an der Luft Feuer fängt und mit bläulicher Farbe zu gasförmigem Selenoxyd ($Se\,O$) und fester seleniger Säure ($Se\,O_2$) verbrennt, wobei es durchdringend nach faulem Rettig riecht. Außerdem giebt es mit Sauerstoff noch die der Schwefelsäure ähnliche Selensäure ($Se\,O_3$).

Noch weit seltner ist das zuweilen frei, meist aber mit Metallen verbunden vorkommende Tellur, welches von vielen Chemikern zu den Metallen gezählt wird. Es ist starr, silberweiß, metallisch glänzend und verbrennt mit bläulich-grüner Farbe zu telluriger Säure ($Te\,O_2$).

Je unwichtiger diese beiden Elemente sind, desto wichtiger ist das, zu dessen näherer Betrachtung wir nunmehr übergehen:

Der Schwefel.

(Lateinisch: **Sulphur**, griechisch: **Thion**; chemisches Zeichen = **S**; Mischungsgewicht = 200; specifisches Gewicht = 2.)

Der Schwefel ist ein Element, welches in der Natur theils rein (gediegen), theils in mannigfachen Verbindungen mit andern Körpern vorkommt. Gediegenen Schwefel, den man sofort oder nach erfolgter Reinigung benutzen kann, findet man besonders im Gyps, Mergel oder Kalkstein, vorzüglich in Sicilien, Spanien und in der Schweiz. In der Nähe feuerspeiender Berge überzieht er oft die Lava; auf der Insel Island und bei Aachen bildet er sich als Absatz von Quellen. Er ist gelb (schwefelgelb), zuweilen auch braun, bald durchsichtig, bald undurchsichtig, von größerem oder geringerem Glanze. Bald erscheint er derb in nierenförmigen Massen, bald krystallisirt in rhombischen Octaedern, indem er acht Dreiecke zu Seitenflächen hat. Im Wasser löset er sich nicht auf, daher ist er geschmacklos; bei gewöhnlicher Temperatur verdampft er nicht, daher ist er ohne Geruch. Durch Reibung oder Erwärmung wird er electrisch und knistert, wenn man ihn in der Hand hält. Er ist ungefähr zweimal so schwer, als das Wasser.

1. Verhalten des Schwefels in der Wärme.

Versuch 52. Man schütte in ein Töpfchen von fester Thonmasse einige Loth pulverförmigen Schwefel, wie man ihn in den Kaufläden unter dem Namen S c h w e f e l b l u m e n erhält, und erwärme ihn allmählig auf dem Dreifuße mittelst der Weingeistlampe.

Ist seine Temperatur auf etwas mehr als + 100° C. gestiegen, so s c h m i l z t er zu einer klaren, hellgelben Flüssigkeit.

Setzt man die Erhitzung über + 115° C. hinaus fort, so wird er ganz dünnflüssig, aber dunkler an Farbe und die Durchsichtigkeit nimmt ab.

Erreicht die geschmolzene Masse eine Temperatur von + 250 bis 260°, so tritt eine auffallende Veränderung ein: die Farbe des Schwefels wird immer dunkler, fast schwarz, und die Masse wird so zähe und dick, daß man das Gefäß umkehren kann, ohne daß sie herausfließt.

Steigert man die Temperatur über + 260° hinaus, so behält der Schwefel die dunkle Farbe, aber er wird wiederum dünnflüssig.

Läßt man ihn jetzt ruhig erkalten, so durchläuft er die so eben beschriebenen Zustände in umgekehrter Ordnung. Erhitzt man ihn aber

noch weiter, bis zu + 400°, und gießt ihn dann in einem dünnen Strahle in kaltes Wasser, damit er rasch erkaltet, so erhält man eine braune, weiche, zähe, etwas klebende Masse, welche sich kneten und nach Belieben formen läßt, so daß man sie zu Abdrücken von Medaillen und Münzen benutzen kann. Nach einigen Tagen erscheinen in der Masse gelbe Punkte, welche sich schnell vergrößern, bis endlich Alles wieder schwefelgelb erscheint.

Versuch 53. Fülle ein Probirglas voll Schwefelblumen, befestige es an dem Retortenhalter, und erhitze mittelst der Lampe. Das Schwefelpulver wird schmelzen, wobei es nur noch die Hälfte des Glases erfüllt, und alle die vorhin beschriebenen Zustände durchgehen. Erhitzt man nun immer stärker, über + 400°, so geräth der Schwefel ins Kochen und verwandelt sich hierbei in eine braunrothe Luftart, in Schwefeldampf, welcher, wenn er aus dem Gläschen emporsteigt, wie ein gelblicher Rauch erscheint, weil er sich in der kalten Luft wieder zu Stäubchen von festem Schwefel verdichtet.

Daraus ergiebt sich, daß der Schwefel gleich dem Wasser in allen drei Aggregatszuständen, dem festen, flüssigen und luftförmigen, auftreten kann.

Versuch 54. Wiederhole den vorigen Versuch, verstopfe aber das Probirglas mit einem durchbohrten Korke, in welchem ein weites und kurzes gebogenes Glasröhrchen steckt. Das freie Ende desselben leite in ein Fläschchen, welches in einem Topfe oder in einer Wanne von kaltem Wasser umgeben ist. Die Schwefeldämpfe verdichten sich in dieser kalten Vorlage zu einem feinen, gelben Pulver, den schon oben erwähnten und benutzten Schwefelblumen. Eine solche Operation heißt Sublimation und das gewonnene Produkt ein Sublimat. Die Sublimation hat Aehnlichkeit mit der Destillation; der Unterschied besteht darin, daß bei der Destillation ein luftförmiger Körper zu einer Flüssigkeit (Destillat) verdichtet wird, während bei der Sublimation der unmittelbare Uebergang von der Luftform zum starren Zustande stattfindet.

Läßt man die Destillation des Schwefels rasch und ohne Abkühlung der Vorlage stattfinden, so geht er flüssig über, und man gewinnt, indem man ihn in hölzerne Formen gießt, den Stangenschwefel.

2. Allotropie des Schwefels.

Wie bereits erwähnt wurde, kommt der Schwefel in der Natur häufig krystallisirt vor, und zwar in rhombischen Octaedern. Ganz

andere Krystallformen erhält man, wenn man Schwefel schmelzt und erkalten läßt.

Versuch 55. Man bringe in einem Töpfchen einige Loth Schwefel durch Erhitzung auf etwa + 112° C. zum Schmelzen, nehme sodann das Töpfchen vom Feuer, und lasse die geschmolzene Masse erkalten, bis sich auf der Oberfläche eine Haut bildet. Diese durchsteche man, und kehre das Töpfchen über einem Wassergefäße um, damit ein Theil des noch flüssigen Schwefels ablaufe. Nun lasse man das Gefäß mit seinem Inhalte vollends erkalten, und zerschlage es dann ohne heftige Erschütterung: es haben sich Krystalle gebildet, deren Form eine schiefe Säule mit rautenförmigen Endflächen ist. Sie sind durchsichtig und von brauner Farbe; in kurzer Zeit aber werden sie gelb und undurchsichtig. Diese Veränderung kann man übrigens augenblicklich hervorbringen, wenn man die Krystalle schüttelt, stößt oder mit einer scharfen Messerspitze oder Nadel ritzt. Unter dem Vergrößerungsglase kann man wahrnehmen, daß mit diesem Farben- und Durchsichtigkeitswechsel zugleich eine Verwandlung der Krystallform eingetreten ist. Es haben sich nämlich unzählige, winzig kleine Octaeder gebildet, die durch die äußere Säulenform zusammengehalten werden; zugleich hat eine Gewichtszunahme der Krystalle stattgefunden.

Diese Fähigkeit des Schwefels, in zwei verschiedenen Krystallformen aufzutreten, heißt Dimorphie (Zweigestaltigkeit).

Endlich zeigte uns Versuch 51., daß der Schwefel auch unkrystallisirt, als eine dem geschmolzenen Glase ähnliche Masse auftreten kann. In diesem Zustande heißt er amorph (gestaltlos).

Solches verschiedenartige Auftreten eines und desselben Körpers heißt Allotropie (Vielgestaltigkeit).

3. Präcipitation des Schwefels.

Bevor wir an einen neuen Versuch gehen, erinnern wir uns einer Erscheinung, welche wir schon wiederholt wahrgenommen haben. Manche Körper haben nämlich eine so lebhafte Zuneigung zu einander, daß sie sofort in chemische Verbindung treten, sobald man sie zusammenbringt. Glühendes Eisen z. B. verbindet sich begierig mit dem Sauerstoff der Luft zu dem sogenannten Hammerschlag (Eisenoxydauloxyd). Diese Zuneigung der Körper heißt bekanntlich Verwandtschaft oder Affinität. Ein Goldstück bleibt unverändert, wenn es auch noch so lange an der Luft liegt: es hat keine Affinität zum Sauerstoff. Stickstoff und

Sauerstoff sind in der atmosphärischen Luft unter einander gemengt, ohne sich chemisch zu verbinden — nur unter besonderen Umständen thun sie dies: sie haben geringe Affinität zu einander.

Sehr oft aber ist die Verwandtschaft eines Körpers zu einem andern so groß, daß er sich nicht bloß mit ihm verbindet, wo er ihn im freien Zustande antrifft, sondern daß er ihn auch aus seiner Verbindung mit einem andern Körper herausreißt, um sich mit ihm zu vereinen. Einen solchen Fall betrachteten wir z. B. bei der Darstellung des Wasserstoffs (Versuch 13.); denn dort entriß das Zink dem Wasser der verdünnten Schwefelsäure den Sauerstoff, und der Wasserstoff des Wassers wurde frei. Dies nennt man Zersetzung durch einfache Wahlverwandtschaft oder einfache Wahlanziehung, weil gleichsam der eine Stoff seinen bisherigen Gefährten aufgiebt, und sich einen andern wählt. Ein ähnlicher Vorgang erfolgt, wenn man auf Kreide Schwefelsäure gießt. Kreide ist kohlensaurer Kalk, d. i. eine chemische Verbindung von Schwefelsäure und Calcium-Oxyd. Letzteres hat aber eine größere Zuneigung zur Schwefelsäure, als zur Kohlensäure; gießt man nun Schwefelsäure auf die Kreide, so verbinden sich diese beiden Stoffe sofort mit einander zu schwefelsaurem Kalk (Gyps) und die frei gewordene Kohlensäure entweicht unter Brausen in die Luft.

Oft aber findet, wenn zwei zusammengesetzte Körper zu einander gebracht werden, ein gegenseitiger Austausch der Bestandtheile statt, und dies nennt man doppelte Wahlverwandtschaft oder doppelte Wahlanziehung. Bestände z. B. ein Körper aus zwei Stoffen $a + b$, ein anderer aus zwei Stoffen $c + d$, und sie gingen bei ihrem Zusammentreffen einen derartigen Austausch ihrer Bestandtheile ein, daß sich a mit c, hingegen b mit d verbände, so beruhete dieser Vorgang auf der doppelten Wahlverwandtschaft. (S. Kap. 3. Versuch 38.)

Scheidet sich in Folge der eingetretenen chemischen Verbindungen ein unlöslicher Körper aus einer Flüssigkeit aus, so nennt man das Ausgeschiedene einen Niederschlag oder ein Präcipitat, man erhält also einen präcipitirten Körper, welcher sich im Zustande der feinsten Zertheilung befindet.

Nach diesen Vorbemerkungen gehen wir zu

Versuch 56. Man lege in ein irdenes Töpfchen einige Stückchen gebrannten Kalk, und gieße zunächst soviel Wasser darauf, daß der Kalk gelöscht wird, und Kalkmilch entsteht, wie sie die Maurer zum Weißen der Wände benutzen. Die Kalkmilch verdünne man nun bedeutend mit

Wasser, indem man 20—30mal soviel Wasser zusetzt. Nun erhitze man die Mischung zum Sieden, und füge unter stetem Umrühren allmählig so viel Schwefelblumen hinzu, als sich auflösen, und lasse erkalten. Es bildet sich ein Bodensatz, auf welchem eine klare Flüssigkeit steht. Letztere gießt man vorsichtig in ein anderes Gefäß. Den Rückstand kann man noch einige Male mit Wasser begießen, und sobald die Flüssigkeit geklärt ist, diese zu der vorigen hinzufügen. — Nun gieße man zu der gesammelten Flüssigkeit verdünnte Salzsäure unter fortdauerndem Umrühren in einem dünnen Strahle, bis das Ganze eine blaßgelbe Farbe erhält, aber nicht länger. Hierauf filtrirt man die Flüssigkeit, übergießt den auf dem Filtrum zurückgebliebenen Niederschlag zu wiederholten Malen mit Wasser, bis dieses klar abläuft, und läßt die auf dem Filtrum gesammelte Masse bei gelinder Wärme trocknen. Auf diese Weise hat man präcipitirten Schwefel oder Schwefelmilch, d. h. Schwefel in der feinsten Zertheilung gewonnen.

Der Vorgang bei diesem Experiment ist zwar sehr verwickelt, doch wollen wir versuchen, ihn zu erklären.

Indem man Kalkwasser (Ca O) und Schwefel (S) mit einander erhitzte, entstanden zwei chemische Verbindungen, nämlich es bildete sich aus einem Theile des Schwefels und einem Theile des Sauerstoffes des Kalkes unterschweflige Säure ($S_2 O_2$), welche mit dem unzerlegt gebliebenen Antheile des Kalkes zu einem Salze, unterschwefligsaurem Kalk (Ca O, $S_2 O_2$) zusammentrat. Zu gleicher Zeit verbanden sich der freigewordene Theil des im Kalke enthalten gewesenen Calcium-Metalles mit dem übrigen Schwefel zu Schwefel-Calcium.

Aus 3 Ca O + 12 S wurde Ca O, $S_2 O_2$ + 2 Ca S_5.

Auf das Schwefel-Calcium wirkte nun die Chlorwasserstoff- oder Salzsäure (H Cl) dergestalt ein, daß das in derselben enthaltene Chlor mit einem Theile des Calcium zu Chlorcalcium zusammentrat. Der Wasserstoff der Salzsäure wurde zugleich durch einen Theil des Schwefels gesäuert und es entstand Schwefelwasserstoffsäure (H S), welche mit einem Theile des Schwefelcalcium ein Salz: wasserstoffschwefeliges Schwefelcalcium, bildete. Der übrige Schwefel wurde als Präcipitat frei, die andern Producte aber blieben sämmtlich gelöset, so daß der präcipitirte Schwefel durch Filtration von ihnen geschieden und auf dem Filtrum gesammelt werden konnte.

Aus 2 Ca S_5 + H Cl wurde Ca Cl + Ca S, H S + 8 S.

Man erhält also nur zwei Drittel des angewendeten Schwefels wieder.

4. Verbindungen des Schwefels mit andern Elementen.

Wir wissen bereits aus dem Früheren, daß der Schwefel durch den Sauerstoff gesäuert wird. Aus dem zuletzt angestellten Versuche aber konnten wir — wenn uns die Schwierigkeiten der Auseinandersetzung nicht schreckten — ersehen, daß der Schwefel auch mit dem Wasserstoff zusammentreten und diesen säuern konnte ($H\,S$), sowie daß der Schwefel sich mit Metallen zu Schwefelmetallen (z. B. $Ca\,S$) verbinden kann. Wir gehen nun näher darauf ein.

a) Schwefel und Sauerstoff.

Schon bei Versuch 4. erfuhren wir, daß sich der Schwefel, wenn er im Sauerstoffgase verbrennt, mit dem Sauerstoff zu schwefliger Säure ($S\,O_2$) verbindet. Nöthigt man die schweflige Säure, noch ein Atom Sauerstoff aufzunehmen, so entsteht die Schwefelsäure ($S\,O_3$). Tritt hingegen zur schwefligen Säure noch ein Atom Schwefel, so entsteht die unterschweflige Säure ($S_2\,O_2$). Außer diesen drei wichtigsten Verbindungen des Schwefels mit dem Sauerstoff giebt es noch mehrere andere minder bedeutsame, z. B. $S_2\,O_5$; $S_3\,O_5$; $S_4\,O_5$; $S_5\,O_5$. Alle die genannten Säuren führen den gemeinschaftlichen Namen Thionsäuren. Wir betrachten nun zuvörderst:

aa) Die schweflige Säure.

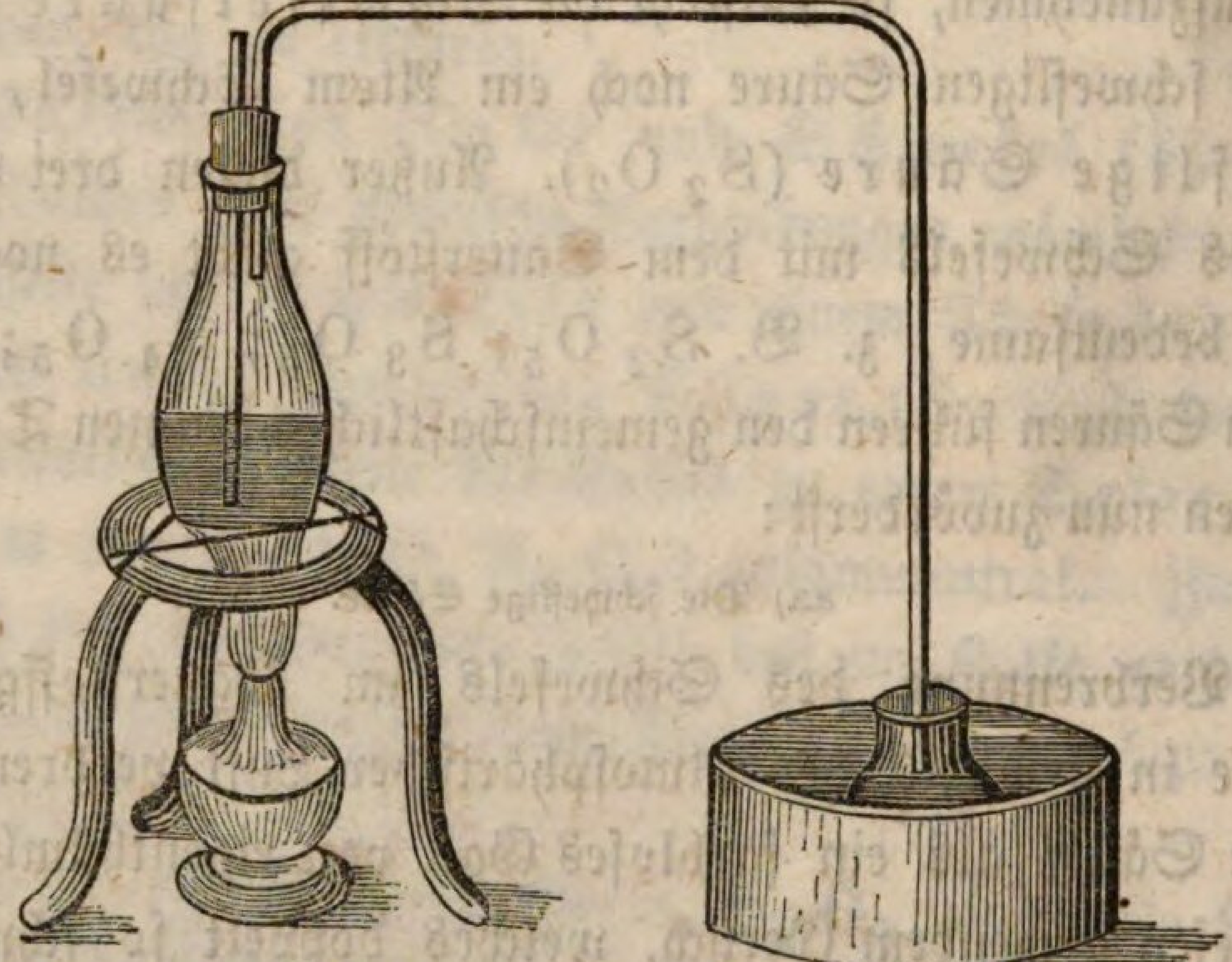
Bei der Verbrennung des Schwefels im Sauerstoffgase — ebenso, wenn derselbe in gewöhnlicher atmosphärischer Luft verbrennt — erscheint die schweflige Säure als ein farbloses Gas von eigenthümlichem, erstickendem, zum Niesen reizendem Geruch, welches doppelt so schwer ist, als die atmosphärische Luft. Das schwefligsaure Gas ist zum Athmen untauglich und vermag die Verbrennung nicht zu unterhalten. Mithin verlöschen brennende Körper in demselben, und man benutzt es zum Auslöschen des in Brand gerathenen Russes in Schornsteinen, indem man eine bedeutende Quantität Schwefel auf dem Heerde anzündet, auf diese Weise den Schornstein mit schwefligsaurem Gas erfüllt und dadurch die Flammen erstickt.

Die schweflige Säure ist übrigens kein beständiges (permanentes) Gas, denn sie kann durch Zusammenpressung und Erkältung in eine tropfbare, sehr bewegliche Flüssigkeit verwandelt werden, welche jedoch schon bei einer Temperatur von 10 Grad unter dem Gefrierpunkte siedet und verdampft.

Die schweflige Säure wird so begierig vom Wasser verschluckt, daß dasselbe das 37=fache seines Volumens von der Säure aufnimmt, und dann flüssige schweflige Säure darstellt, welche den Geruch und die Wirkungen der gasförmigen Säure hat. Zu diesem Zwecke stellt man die schweflige Säure gewöhnlich nicht auf directem Wege durch Verbrennung des Schwefels dar, sondern man verfährt nach

Versuch 57. In einem kleinen Kochfläschchen mit langem und engem Halse übergießt man metallisches Quecksilber mit dem gleichen Gewicht oder metallisches Kupfer (z. B. einige Pfennigstücke) mit dem dreifachen Gewicht concentrirter Schwefelsäure. In der Mündung des Kochfläschchens befestigt man mittelst eines durchbohrten und behufs des luftdichten Verschlusses in Wachs getränkten Korkes ein zweischenkeliges Gasleitungsrohr, dessen längerer, äußerer Schenkel in ein mit Wasser gefülltes

Fig. 22.



Fläschchen geführt wird, so daß er etwa zwei Zoll unter die Oberfläche des Wassers hinabreicht. Nun erhitzt man den Inhalt des Kochfläschchens im Sandbade allmählig immer stärker, so lange sich Gas entwickelt, was man daran erkennt, daß die Flüssigkeit im Rohre tiefer steht, als der Wasserspiegel im Gefäße. Sobald dies nicht mehr der Fall ist, nimmt man die Vorlage hinweg und läßt den Kolben erkalten.

Die Vorlage enthält das mit schwefliger Säure gesättigte Wasser, in dem Kochfläschchen aber befindet sich schwefelsaures Quecksilber= oder Kupferoxyd. Ein Theil der Schwefelsäure hat nämlich ein Atom seines Sauerstoffes zur Oxydation des Metalles hergegeben, und ist dadurch

in schweflige Säure verwandelt worden (aus SO_3 wird $O + SO_2$), welche gasförmig in die Vorlage übergegangen ist. Die übrige, unzersetzte Schwefelsäure hat mit dem entstandenen Metalloxyde ein Salz gebildet.

Bei dieser Operation und in ähnlichen Fällen, wo Gase begierig vom Wasser verschluckt werden, geschieht es leicht, daß, wenn in der Gasentwickelung eine Pause eintritt, in der Röhre ein luftleerer Raum entsteht, worauf sofort die in der Vorlage enthaltene Flüssigkeit durch den Druck der äußeren Luft in die Gasleitungsröhre und durch diese in das Kochfläschchen zurückgetrieben wird. Dieses nicht immer gefahrlose Zurücksteigen der Flüssigkeit wird verhindert, wenn man durch den Kork des Kochfläschchens eine zweite, lange, oben und unten offene Glasröhre bis auf den Boden des Gefäßes gehen läßt, denn sobald nun in diesem ein luftleerer Raum entsteht, dringt die äußere Luft durch die Sicherheitsröhre in denselben und hält der auf die Vorlage drückenden Luft das Gleichgewicht.

Versuch 58. Halte eine rothe Rose in schweflige Säure, z. B. über einen brennenden Schwefelfaden: sie wird weiß. Die rothe Farbe kehrt jedoch sogleich wieder, wenn man die entfärbte Blume in Wasser taucht, worin sich einige Tropfen Schwefelsäure befinden. Der Farbestoff war also nicht zerstört, sondern nur mit der schwefligen Säure zu einer farblosen Verbindung zusammengetreten, welche durch die stärkere Schwefelsäure wieder aufgehoben wird.

Die bleichende Kraft der schwefeligen Säure wird häufig benutzt. Will man von Pflanzen- oder Thierstoffen die graue, gelbliche oder eine andere Farbe hinwegschaffen, so schwefelt man sie, indem man sie entweder durch flüssige schwefelige Säure zieht und darauf mit Flußwasser auswäscht, oder indem man gasförmige schwefelige Säure auf sie einwirken läßt. Im letzteren Falle hängt man die zu bleichenden Gegenstände in einen verschließbaren Raum, die Schwefelkammer, bringt in dieselbe eine Schüssel mit gröblich gepulvertem Schwefel, verschließt alle Oeffnungen des Gemaches und entfernt sich, nachdem man den Schwefel angezündet hat. Am folgenden Tage macht man die Oeffnungen frei, bevor man sich in die Kammer begiebt, und findet die Waaren (Seide, Zeuge, Darmsaiten, Wolle, Schmuckfedern, Strohhüte u. s. w.) gebleicht. Obstflecken entfernt man aus der Wäsche ebenfalls am bequemsten durch schweflige Säure.

Leitet man schwefligsaures Gas in eine Lösung von Soda (kohlensaurem Natron, NaO, CO_2), so entweicht die Kohlensäure, und es

entsteht schwefligsaures Natron (NaO, CO_2), mittelst dessen man das bei der Chlorbleiche in den Zeugen zurückgebliebene Chlor unschädlich macht, weshalb dieses Salz auch Antichlor (Gegenchlor) genannt wird.

Wird eine Lösung desselben mit Schwefel erwärmt, so nimmt die schweflige Säure (SO_2) noch ein Atom Schwefel auf und wird zu unterschwefliger Säure (S_2O_2). Die Wichtigkeit des unterschwefligsauren Natrons (NaO, S_2O_2) für die Daguerreotypie und Photographie wurde bei Besprechung derselben erwähnt.

bb) Die Schwefelsäure (SO_3).

Arten der Schwefelsäure und Darstellung derselben.

Die Schwefelsäure ist eine der wichtigsten Substanzen. Sie dient in der Chemie zu unzähligen Operationen und zur Darstellung vieler Salze; sie wird in der Arzneikunde als Heilmittel angewendet; sie ist bei verschiedenen Gewerben unentbehrlich, — ja man kann aus dem Verbrauch der Schwefelsäure in einem Lande einen richtigen Schluß auf den Standpunkt der Industrie in demselben machen. Ueberdies ist sie die stärkste unter allen Säuren, und vermag alle anderen zu vertreiben, indem sie an ihre Stelle tritt.

Die Schwefelsäure kommt im Handel in zwei Formen vor: als Vitriolöl (rauchende, Nordhäuser oder sächsische Schwefelsäure) und als englische Schwefelsäure.

Die Nordhäuser Schwefelsäure oder das Vitriolöl ist dickflüssig und raucht an der Luft. Man stellt sie aus schwefelsaurem Eisenoxydul — dem sogenannten Eisenvitriol oder Kupferwasser — dar, und zwar im Großen dergestalt, daß man zunächst das Eisenvitriol in einem irdenen Gefäße bei Luftzutritt und unter fortdauerndem Umrühren allmählig bis zum Glühen erhitzt. Dadurch wird ein großer Theil des Krystallwassers ausgetrieben, das Eisenoxydul nimmt mehr Sauerstoff auf, und aus schwefelsaurem Eisenoxydul wird basisch-schwefelsaures Eisenoxyd.

Aus $2(FeO, SO_3 + 7HO) + O$ wird:

$$(Fe_2O_3, 2SO_3 + HO) + 13HO.$$

Dieses basisch-schwefelsaure Eisenoxyd wird nun in irdenen Retorten mit eben solchen Vorlagen wiederum bis zum starken Glühen erhitzt, und dadurch ein Destillationsprozeß bewirkt, indem das Eisenoxyd in der Retorte zurückbleibt, während die Schwefelsäure in Dampfform überdestillirt,

und sich in der Vorlage verdichtet. Sie enthält übrigens immer noch gegen 10 Procent Wasser.

Aus: $Fe_2 O_3, 2 SO_3 + HO$ wird:

$Fe_2 O_3 + HO, 2 SO_3$.

Ihr specifisches Gewicht ist ungefähr $= 1^9/_{10}$.

Das in den Retorten zurückgebliebene Eisenoxyd kommt, nachdem es einige Zeit im Wasser ausgesüßt worden ist, um es von der noch daran haftenden Schwefelsäure völlig zu befreien, unter dem Namen Caput mortuum (Todtenkopf), Colcothar, Englischroth oder Berlinerroth als Farbestoff in den Handel.

Wird rauchende Schwefelsäure in einem Kochfläschchen schwach erwärmt, so kocht sie (schon bei $+ 30^0$) und es entweichen dicke, weiße Dämpfe, welche stechend sauer riechen. Fängt man dieselben in einer möglichst kalten (von Eiswasser umgebenen) Vorlage auf, so verdichten sie sich zu einer festen, farblosen, asbest- oder seidenartigen Masse von Krystallen. Diese bestehen aus wasserleerer Schwefelsäure, einer sehr flüchtigen, deshalb stark dampfenden Substanz, welche begierig Feuchtigkeit aus der Luft anzieht, und dadurch flüssig wird. Im Wasser löset sie sich unter Zischen und bedeutender Erhitzung auf. Auch bei gewöhnlicher Temperatur entweicht beständig wasserleere Säure aus dem Vitriolöl, und sie ist es eben, welche das Rauchen desselben veranlaßt. Setzt man Vitriolöl einer geringen Kälte aus, so krystallisirt (gefriert) es in großen Blättern, welche an der Luft weiße Dämpfe ausstoßen.

Die englische Schwefelsäure ist eine farblose, nicht rauchende Flüssigkeit, und enthält $18^1/_2$ Procent Wasser, welches ihr durch Erhitzung nicht entzogen werden kann. Während, wie gezeigt worden, das Vitriolöl aus einem schwefelsauren Salze gewonnen wird, mithin aus einem Körper, in welchem die Schwefelsäure bereits fertig gebildet vorhanden ist, wird die englische Schwefelsäure durch Verbrennung des Schwefels bereitet. Nun vermag sich aber der Schwefel, selbst wenn er im reinen Sauerstoffgase verbrennt (Versuch 4.), nur mit zwei Atomen Sauerstoff zu verbinden, d. h. es entsteht nur schweflige Säure (SO_2). Um ihr das zur Bildung der Schwefelsäure erforderliche dritte Atom Sauerstoff zuzuführen, bedürfen wir vermittelnder Körper, und diese sind Salpetersäure und Wasserdampf. Die Operation erfolgt in sogenannten Bleikammern. Eine solche Bleikammer ist gewöhnlich 72 Fuß lang, 14 Fuß breit und 10 Fuß hoch, und wird durch bleierne Scheidewände in Abtheilungen getheilt, welche abwechselnd

Fig. 23.



entweder oben an der Decke, oder unten am Boden in Verbindung stehen. Vor der Bleikammer befindet sich ein Ofen, in welchem Schwefel verbrennt. Die dadurch entstehende schweflige Säure wird durch einen Kanal in die Bleikammer geleitet. Außerdem strömt von einem Dampfkessel aus fortwährend Wasserdampf in dieselbe. In der ersten Abtheilung der Bleikammer sind flache Gefäße mit Salpetersäure (NO_5) *aufgestellt.* Während die Salpetersäure auf trockne schwefelige Säure *keinen* Einfluß ausübt, tritt sie der wasserhaltigen bereitwillig ein Atom Sauerstoff nach dem andern ab. Auf diese Weise wird die schweflige Säure (SO_2) zu Schwefelsäure (SO_3), aus der Salpetersäure aber wird Stickstoffoxyd (NO_2). Letzteres zieht sofort wieder Sauerstoff aus der Luft an sich, und wird zu salpetriger Säure (NO_3); diese giebt aber augenblicklich den eben gewonnenen Sauerstoff wiederum an die schweflige Säure ab, indem sie immer neue Quantitäten derselben in Schwefelsäure verwandelt. Dieser Prozeß dauert fort, so lange schweflige Säure in die Bleikammer strömt, und so lange Sauerstoff in dieser enthalten ist, und es genügt daher eine geringe Menge Salpetersäure, um eine große Quantität Schwefelsäure darzustellen. In Folge dessen ist der Preis der englischen Schwefelsäure außerordentlich niedrig, was für die Gewerbe von der höchsten Wichtigkeit ist.

Die in den Bleikammern entstandene Schwefelsäure enthält ursprünglich viel Wasser, welches ihr durch Abdampfen entzogen wird. Dies geschieht anfangs in Bleipfannen, kann aber in diesen nicht vollendet werden, weil das Blei sonst von der Säure angegriffen wird. Man füllt dieselbe daher in Retorten von Glas oder Platina, und setzt das Einkochen fort, bis der Siedepunkt $+ 326^0$ erreicht hat, und saure Dämpfe zu entweichen beginnen. Die nun noch in der Schwefelsäure enthaltenen $18^1/_2$ Procent Wasser läßt sie bei fernerem Sieden nicht los, indem sie

dann als ein Ganzes überdestillirt. In den Handel kommt die englische Schwefelsäure in großen Glasballons. Sie siedet, wie angegeben, bei + 326°, und gefriert erst bei einer Kälte von — 34°.

Wasserfreie Schwefelsäure löset sich in englischer auf, und verwandelt dieselbe in rauchende; Vitriolöl ist mithin eine Lösung von wasserfreier Schwefelsäure in englischer. In allen drei Formen ist das Verhältniß des Schwefels zum Sauerstoff dasselbe; die Unterschiede beruhen nur auf dem Wassergehalt, und sowohl die Nordhäuser, als die englische Schwefelsäure sind Hydrate.

Versuche mit Schwefelsäure.

Versuch 59. Gieße unter Beobachtung der bekannten Vorsichtsmaaßregeln Schwefelsäure in Wasser: sie mischen sich in jedem Verhältnisse. Die dabei entstehende verdünnte Schwefelsäure nimmt einen geringeren Raum ein, als die Summe der von den beiden Flüssigkeitsmengen vor ihrer Vereinigung eingenommenen Räume beträgt, es findet also eine Zusammenziehung (Verdichtung) statt, und in Folge derselben wird Wärme frei. Die stärkste Verdichtung erfolgt, wenn 100 Theile concentrirte Säure mit 37 Theilen Wasser vermischt werden. Schüttet man im Winter in solche verdünnte Säure gleichviel Gewichtstheile Schnee, so entsteht ein so hoher Kältegrad, daß das Quecksilber in einem hineingehaltenen Thermometer gefriert, ein Weingeistthermometer — Weingeist gefriert bei keinem uns bekannten Kältegrade — oft bis auf 51 Grad unter den Gefrierpunkt herabsinkt.

Versuch 60. Tauche einen Holzspan in Schwefelsäure: er wird erst braun und endlich ganz schwarz. Die Schwefelsäure hat nämlich eine große Anziehungskraft zum Wasser, so daß sie es, wenn man sie in offenen Gefäßen stehen läßt, aus der Luft anzieht und dadurch dünner wird. Holz und alle organische Stoffe enthalten Sauerstoff, Wasserstoff und Kohlenstoff. Die Schwefelsäure reißt die beiden ersten an sich, um ihr Verlangen nach Wasser zu befriedigen, und der Kohlenstoff bleibt übrig. Man kann zu diesem Versuche auch Zucker oder jeden andern dem Thier- oder Pflanzenreiche angehörenden Stoff verwenden. Auf Kleidern bildet die Schwefelsäure rothe Flecke. Ist die Faser noch nicht zerstört, so betupft man die Flecken mit Salmiakgeist, welcher als Base mit der Säure ein Salz bildet, und deren weitere zerstörende Kraft aufhebt. Auf der Haut entstehen durch Schwefelsäure ebenfalls dunkle

Flecken. Man muß solche Stellen schnell trocken abreiben, und dann das betreffende Glied ganz ins Wasser tauchen.

Daß die Schwefelsäure mit Metalloxyden schwefelsaure Salze bildet, und aus Salzen, welche andere Säuren enthalten, diese vertreibt, um die Base an sich zu reißen, ist uns schon bekannt. Die aus Schwefelsäure und Eisen-, Kupfer- oder Zink-Oxyd gebildeten Salze führen im gewöhnlichen Leben den Namen Vitriole. Eisen-Vitriol ist grün, Kupfervitriol blau, Zinkvitriol weiß.

Bei der Wasserstoffbereitung (Versuch 13.) mußten wir verdünnte Schwefelsäure anwenden, um das Zink (oder Eisen) zunächst zu oxydiren, worauf erst ein schwefelsaures Salz entstehen konnte. Reines Eisen oder Zink werden durch concentrirte Schwefelsäure nicht angegriffen, denn diese giebt ihren Sauerstoff nicht nur zur Oxydation her, er muß vielmehr aus dem zur Verdünnung angewendeten Wasser genommen werden, welches bekanntlich dabei zerlegt wird. Bei andern Metallen (Kupfer, Silber, Quecksilber) hingegen giebt die Säure selbst den zur Oxydation erforderlichen Sauerstoff ab, indem sich ein Theil derselben in schweflige Säure verwandelt, welche entweicht, während die übrige Schwefelsäure sich mit dem gebildeten Oxyd vereinigt. Zur Auflösung solcher Metalle muß man daher concentrirte Schwefelsäure anwenden.

Außerordentlich (mit der tausendfachen Menge Wasser) verdünnte Schwefelsäure düngt, indem sie mit verschiedenen im Boden befindlichen Stoffen lösliche Salze bildet, welche das Wachsthum der Pflanzen befördern.

b) Schwefel und Metalle.

Versuch 61. Bringe wie in Versuch 53. Schwefel in einem Probirglase zum Verdampfen und halte ein recht dünnes, blankes Streifchen Kupferblech mittelst einer Zange in den Dampf: es erglüht in glänzendgrünem Lichte und verwandelt sich in einen grauen, spröden, schwereren Körper, Schwefelkupfer, der weder die Eigenschaften des Kupfers, noch die des Schwefels mehr besitzt.

Der Schwefel zeigt sich hier als einen gewaltigen Verbrenner, ähnlich dem Sauerstoff. Die heftige Erhitzung des Kupfers ist eine — schon bei vielen Experimenten uns vorgekommene — Folge des energischen chemischen Prozesses.

Versuch 62. Uebergieße in einem Töpfchen 2 Loth Schwefelblumen und $3^1/_2$ Loth Eisenpulver mit einem Loth Wasser, und stelle die gut untereinander gerührte Masse auf eine warme Ofenplatte: nach kurzer

Zeit ist die Verbindung des Schwefels mit dem Eisen zu Schwefeleisen erfolgt. Dies ist ein schwarzes, trocknes Pulver, in welchem man selbst mit einem Vergrößerungsglase nicht mehr die beiden Elemente, aus denen es entstanden ist, unterscheiden kann. Das verdampfte Wasser diente nur zur innigeren Verbindung der Mischung.

Wie der Sauerstoff verschiedene Verbindungen mit einem und demselben Elemente eingehen kann, indem er in geringerer oder größerer Menge zu ihnen tritt (Oxydationsstufen), so auch der Schwefel, der z. B. mit dem Eisen einfaches, anderthalbfaches oder doppeltes Schwefeleisen bildet, und ähnlich sich anderen Elementen gegenüber verhält. (Bei den Halogenen sahen wir dasselbe.) Die Schwefelverbindungen heißen Sulphüre und Sulphide (Sulfüre und Sulfide), je nachdem sie mehr oder weniger Atome Schwefel enthalten.

Versuch 63. In eine Suppe, welche viel Gelbei enthält, stecke einen silbernen Löffel eine Zeitlang: er überläuft braun, indem sich der im Eidotter enthaltene Schwefel mit dem Silber zu Schwefelsilber verbunden hat.

Die wenigsten Metalle werden in der Natur rein (gediegen) vorgefunden, sie sind vielmehr in der Regel mit anderen Stoffen nicht bloß gemengt, sondern in chemischer Verbindung. In diesem Zustande heißen sie Erze. Eine große Zahl dieser Erze besteht aus Schwefelmetallen, welche, wenn sie nur unvollkommenen Metallglanz und keine metallischen Farben haben, Blenden, wenn sie metallglänzend und dunkel gefärbt sind, Glanze, und wenn sie vollkommen metallglänzend und hell, besonders gelb oder weißgrau gefärbt sind, Kiese genannt werden. Blenden sind z. B. die Zinkblende und der Zinnober (Schwefelquecksilber); Glanze: der Bleiglanz, der Antimonglanz oder das Grauspießglanzerz, der Kupferglanz, der Silberglanz; Kiese: der Schwefelkies und der Magnetkies (beide aus Schwefeleisen bestehend), der Kupferkies, der Arsenikkies u. s. w.

c) Schwefel und Wasserstoff.

Auch dem Wasserstoff gegenüber verhält sich der Schwefel als kräftiges Oxygenoid, indem er denselben säuert, wie dies durch die Halogene Fluor, Chlor, Jod und Brom geschah.

Wo thierische Stoffe verfaulen, z. B. auf heimlichen Gemächern ebenso bei den sogenannten Schwefelquellen bemerkt man bekanntlich einen höchst unangenehmen Geruch. Die stinkende Luftart ist

der Schwefelwasserstoff (H S)

oder die Hydrothionsäure, welche überall entsteht, wo Schwefel

und Wasserstoff im Augenblicke ihres Freiwerdens aus anderen Verbindungen (in statu nascenti) zusammentreffen. Wie man sie künstlich darstellt, lehrt

Versuch 64. Uebergieße Schwefeleisen (Versuch 62.) in einem Fläschchen mit verdünnter Schwefelsäure, und verstopfe es rasch mit einem durchbohrten Korke, in welchem der kürzere Schenkel einer zweischenkeligen Glasröhre steckt: bald wird das durch die Röhre ausströmende Schwefelwasserstoffgas sich durch seinen Gestank nach faulen Eiern offenbaren.

Fig. 24.



Hält man feuchtes, blaues Lakmuspapier an die Mündung der Röhre, so wird es geröthet, mithin ist das Gas eine Säure; nähert man der Mündung der Röhre ein Licht, so entzündet sich das Gas, folglich ist es brennbar. Indem es mit blauer Flamme verbrennt, verschwindet der vorige üble Geruch, und an seine Stelle tritt der bekannte Geruch des brennenden Schwefels, es bildet sich also schweflige Säure.

Leitet man das ausströmende Gas in ein Fläschchen mit Wasser, so absorbirt dieses etwa das Dreifache seines Volumens von dem Gase und wird zu Schwefelwasserstoffwasser, welches den Geruch des Gases erhält, und in gut verschlossenen Gefäßen aufbewahrt werden muß, indem sich bei Luftzutritt der Sauerstoff mit dem Wasserstoffe der Säure zu Wasser verbindet, während der freigewordene Schwefel als weißes Pulver zu Boden sinkt.

Der Vorgang bei der Bildung des Schwefelwasserstoffes aus Schwefeleisen und verdünnter Schwefelsäure ist folgender:

$$\text{Aus: } Fe\,S + H\,O,\ S\,O_3$$
$$\text{wird: } H\,S + Fe\,O,\ S\,O_3.$$

Die Schwefelsäure, welche eine Basis sucht, mit der sie sich verbinden will, treibt das Eisen an, sich zu oxydiren. Dieses zersetzt daher das Wasser, und verbindet sich mit dem Sauerstoffe desselben zu Eisenoxydul, welches mit der Schwefelsäure zu schwefelsaurem Eisenoxydul (Eisenvitriol) zusammentritt. Der Schwefel des Schwefeleisens aber und der Wasserstoff des Wassers verbinden sich im Augenblicke ihres Freiwerdens zu Schwefelwasserstoff.

Bei der Verbrennung dieses Gases entsteht schweflige Säure und Wasser; aus $H\,S + 3\,O$ wird $H\,O + S\,O_2$.

Der Schwefelwasserstoff ist giftig, man muß ihn nicht einathmen und nicht ein Zimmer mit demselben erfüllen. Es ist daher zweckmäßig, das Experiment seiner Erzeugung an einem luftigen Orte anzustellen, obschon Luft, welche ihn nur in geringer Menge enthält, von Menschen ohne Gefahr geathmet werden kann. Weit empfindlicher sind die meisten Thiere gegen denselben. Kleine Vögel z. B. können schon in einer Luft nicht leben, die nur $1/_{1500}$ desselben enthält; ein Hund stirbt in einer Luft, worin sich $1/_{800}$ ihres Volumens, ein Pferd in solcher, worin sich $1/_{200}$ ihres Raumes von dem Gase befindet.

Der Schwefelwasserstoff, gewöhnlich in der Form des Schwefelwasserstoffwassers angewendet, spielt in der analytischen Chemie eine wichtige Rolle, weil er mit den meisten Metall-Lösungen eine derartige Verbindung eingeht, daß ein unlösliches Schwefelmetall entsteht und in der Flüssigkeit niedergeschlagen wird, welches an seiner Farbe oder an seinen chemischen Eigenschaften leicht erkannt werden kann. Schwefelwasserstoffwasser ist *mithin* ein höchst wichtiges Reagens auf Metalle.

Versuch 65. Löse etwas blauen Kupfervitriol in vielem Wasser und tröpfle Schwefelwasserstoffwasser hinzu: es erfolgt ein schwarzer Niederschlag von Schwefelkupfer. Dasselbe erfolgt, wenn man statt des Kupfersalzes ein Bleisalz, z. B. Bleizucker (essigsaures Bleioxyd) anwendet, indem schwarzes Schwefelblei niedergeschlagen wird. Ein Antimonsalz, z. B. Brechweinstein, giebt einen orangerothen Niederschlag von Schwefelantimon; bei arseniger Säure (weißem Arsenik) ist der Niederschlag gelb u. s. w.

Aber nicht alle Metallsalze verhalten sich in dieser Weise gegen das Schwefelwasserstoffwasser. Bei manchen, z. B. bei Eisen, Zink u. s. w., ist die Affinität des Metalloxydes zu der Säure größer, als die des Metalls zum Schwefel, und der Schwefelwasserstoff bleibt ohne Wirkung, wenn nicht zugleich mit ihm der in dem Salze enthaltenen Säure eine kräftige Base geboten wird, damit sie einen Ersatz für diejenige Base erhält, welche sie aufgeben soll. Zu diesem Behufe leitet man

Versuch 66. Schwefelwasserstoffgas in Salmiakgeist (Ammoniak), eine starke Base, und gewinnt dadurch Schwefelwasserstoff-Ammoniak, mittelst dessen man die dem einfachen Schwefelwasserstoffwasser widerstehenden Metalle als Schwefelmetalle fällen kann.

Versuch 67. Gieße zu einer Lösung von Eisenvitriol (schwefelsaurem Eisenoxydul) Schwefelwasserstoffwasser: es erfolgt kein Niederschlag;

setze Salmiakgeist hinzu, oder nimm sogleich Schwefelwasserstoff-Ammoniak: es wird schwarzes Schwefeleisen niedergeschlagen.

d) Schwefel und die Halogene.

Dem Chlor, Jod und Brom gegenüber verhält sich der Schwefel als ein schwächeres Element, und unterliegt ihrem Einflusse.

Leitet man zu Schwefelblumen Chlorgas, so wird das Gas von ihnen absorbirt, sie färben sich dunkler und schmelzen endlich zu einer Flüssigkeit, welche an der Luft raucht und nach Knoblauch riecht, halb Chlorschwefel ($S_2 Cl$) genannt und zu der sogenannten Vulkanisirung des Kautschouk oder Gummi elasticum benutzt wird, wodurch man diesem einen noch höheren Grad der Elasticität ertheilt.

e) Schwefel und Kohlenstoff.

Bringt man in einer Retorte Schwefel mit glühenden Kohlen in Verbindung, so bildet sich eine farblose, durchsichtige, stark aromatisch nach Rettig riechende Flüssigkeit, der Schwefelkohlenstoff ($C S_2$), welchen man mittelst einer Glasröhre in ein Gefäß mit Wasser leiten kann, wo er zu Boden sinkt. Er verdampft rasch, brennt mit heller Flamme und dient als Auflösungsmittel des Schwefels und der Harze, z. B. des Kautschouk.

Rück- und Vorblick.

Wir haben bis jetzt vorzüglich betrachtet:

1. Elemente. Sauerstoff, Wasserstoff, Fluor, Jod, Brom, Schwefel, Selen, Tellur.
2. Verbindungen zweier Elemente.
   a) Verbindungen des Sauerstoffs mit den übrigen Elementen.
      1. Sauerstoffsäuren, als: Chlor-, Jod-, Brom-, Schwefelsäure u. s. w.
      2. Sauerstoffbasen — die meisten Metalloxyde.
      3. Neutrale Verbindungen: das Wasser.
   b) Verbindungen der Halogene
      1. mit Wasserstoff zu Wasserstoffsäuren, als: Fluorwasserstoffsäure (Flußsäure), Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure) u. s. w.

2. mit Metallen zu sogenannten Haloidsalzen, z. B. Fluorcalcium (Flußspath), Chlornatrium (Kochsalz), Jodsilber u. s. w.

c) Verbindungen des Schwefels

1. mit Wasserstoff zu Schwefelwasserstoff,

2. mit Metallen zu Schwefelmetallen, z. B. Schwefeleisen u. s. w.

3. Sauerstoffsalze, aus einer Säure und Base gebildet, z. B. kohlensaurer Kalk u. s. w.

Die betrachteten Elemente gehörten, den Wasserstoff ausgenommen, zu den dem Sauerstoff in ihrem chemischen Verhalten ähnlichen Oxygenoiden oder Verbrennungsunterhaltern. Nunmehr wenden wir uns zu den dem Wasserstoff ähnlichen Elementen, und werden zunächst die Metalloide Stickstoff, Kohlenstoff, Phosphor, Bor und Kiesel und sodann die Metalle näher kennen lernen.

Fünftes Kapitel.

Der Stickstoff.

(Lateinisch: Nitrogenium [oder Azotum oder Zoogenium]; chemisches Zeichen = N; Mischungsgewicht = 175; specifisches Gewicht $^{97}/_{100}$ [0,97], wenn die atmosphärische Luft = 1 gesetzt wird.)

1. Die Darstellung des Stickstoffgases.

a) Aus der atmosphärischen Luft.

Die atmosphärische Luft ist ein Gemenge von Sauerstoffgas und Stickstoffgas; wird das erstere durch einen Verbrennungsprozeß entfernt, dessen Produkt nicht gasförmig ist, so bleibt der Stickstoff übrig. Wie dies am einfachsten geschieht, zeigt

Versuch 68. Man lege ein Stückchen Phosphor (Vorsicht!) etwa von der Größe einer Erbse auf einen großen Kork und diesen in eine Schale mit Wasser; darüber stürze man eine leere (d. i. atmosphärische Luft enthaltende) Flasche und lasse sie ruhig stehen. Der Phosphor dampft, d. h. er verbindet sich mit dem in der Flasche befindlichen Sauerstoff zu Phosphorsäure, welche vom Wasser verschluckt wird. Das Wasser steigt in der Flasche empor, bis es etwa $^1/_5$ ihres Raumes erfüllt, denn soviel betrug der in ihr enthaltene Sauerstoff. Nimmt man

keinen Dampf in der Flasche mehr wahr, so ist der Sauerstoff völlig verbraucht, und man hat den Stickstoff isolirt. Die Flasche wird unter Wasser verstopft.

Wem dieser Versuch zu lange dauert, der kann schneller zum Ziele kommen, wenn er den Phosphor anzündet. Zu diesem Behufe läßt man einen großen Korkpfropf in einer Schüssel auf dem Wasser schwimmen und stellt ein kleines Porzellanschälchen darauf, in welches man den Phosphor legt und ihn anzündet. Man deckt sogleich eine weithalsige Glaskruke oder eine weite Glasglocke darüber, so daß sie rings ins Wasser taucht und die in ihr befindliche Luft abgesperrt ist. Der Phosphor erlischt, wenn aller Sauerstoff verbraucht ist. Sobald die Phosphorsäure vom Wasser verschluckt, die Flasche oder Glocke also wieder hell geworden ist, so enthält diese den Stickstoff.

Fig. 25.



b) Aus Salpeter.

Versuch 69. Man menge fein gestoßenen Salpeter genau mit dem zwanzigfachen Gewichte des in den Apotheken verkäuflichen Eisenpulvers, und erhitze das Gemisch in einem Probirgläschen, mit welchem eine S-förmig gebogene Glasröhre verbunden ist. Es entweicht Stickstoffgas, welches wie bei Versuch 1. unter Wasser aufgefangen wird.

Salpeter ist salpetersaures Kali (KO, NO_5). Die Salpetersäure, welche in demselben an das Kali gebunden ist, besteht, wie die Formel zeigt, aus Stickstoff und Sauerstoff. Das Eisen reißt in der Hitze den Sauerstoff der Salpetersäure an sich und oxydirt sich mittelst desselben, daher zerfällt das Salz in seine Bestandtheile, man behält im Probirglase Kali und Eisenoxyd, der Stickstoff aber wird frei. Siehe das folgende Schema.

Salpeter (KO, NO_5)	Kali (KO)		bleibt zurück,
	Salpetersäure (NO_5)	Stickstoff (N) . . .	wird frei.
		Sauerstoff (O_5)	Eisen-Oxyd ($5FeO$) bleibt zurück.
und Eisen ($5Fe$)			

2. Versuche mit Stickstoff.

Versuch 70. Man halte einen brennenden Körper in eine mit Stickstoff gefüllte Flasche: er erlischt sofort.

Mithin vermag der Stickstoff die Verbrennung nicht zu unterhalten, auch ist er selbst nicht geneigt, sich mit Sauerstoff zu verbinden, seine Oxydation oder Verbrennung kann vielmehr nur auf Umwegen herbeigeführt werden. Ueberhaupt geht der Stickstoff nicht so leicht Verbindungen mit andern Körpern ein, er ist daher als ein träger chemischer Körper zu betrachten.

Versuch 71. Man bringe ein kleines warmblütiges Thier, z. B. einen Sperling oder eine Maus, in eine Stickstoff enthaltende Flasche: es stirbt augenblicklich.

Mithin taugt der Stickstoff nicht zum Athmen, und davon hat er auch seinen Namen erhalten (der ihm zuweilen beigelegte Name Azot bezeichnet ebenfalls einen dem thierischen Leben feindlichen Körper, ist also dem deutschen Namen gleichbedeutend); übrigens ist der Stickstoff nicht giftig. Da er in den meisten Thier- und Pflanzenkörpern, vorzüglich in den ersteren, enthalten ist, so wird er auch wohl Zoogenium d. i. Thiererzeuger genannt; doch giebt es auch stickstofffreie vegetabilische und animalische Substanzen, z. B. Zucker, Gummi, Fett. Der Name Nitrogenium heißt Salpetererzeuger; er wird dem Stickstoff beigelegt, weil derselbe in seiner chemischen Verbindung mit dem Sauerstoffe die Salpetersäure bildet, aus welcher, wenn sie mit Kali oder Natron zusammentritt, der Salpeter entsteht.

Der Stickstoff ist im freien Zustande stets gasförmig, also ein beständiges oder permanentes Gas, und hat weder Farbe, noch Geruch, noch Geschmack. Er wurde erst in den Jahren 1772—75 als ein eigenthümlicher Körper erkannt. Daß er nur $^{97}/_{100}$mal so schwer ist, als die atmosphärische Luft, ist in der Ueberschrift des Kapitels angedeutet; natürlich ist er also auch leichter, als das Sauerstoffgas.

3. Die atmosphärische Luft.

Daß die atmosphärische Luft kein einfacher Körper sei, sondern aus Sauerstoffgas und Stickstoffgas bestehe, wissen wir, und Versuch 68. hat uns insbesondere davon überzeugt, indem wir Stickstoff übrig behielten, als wir den Sauerstoff durch den Phosphor verzehren ließen. Hundert Raumtheile der gewöhnlichen Luft enthalten ungefähr 21 Raumtheile Sauerstoff und 79 Raumtheile Stickstoff, oder was dasselbe ist, in 100 Gewichtstheilen Luft sind 23 Gewichtstheile Sauerstoff und 77 Stickstoff enthalten. Man pflegt daher annähernd zu sagen, daß die atmosphärische Luft aus $^4/_5$ Stickstoff und $^1/_5$ Sauerstoff zusammengesetzt sei.

Die beiden Elemente, Sauerstoff und Stickstoff, sind aber in der atmosphärischen Luft nicht chemisch verbunden, sondern nur unter einander gemengt. Daß dies der Fall sei, geht namentlich daraus hervor, daß die Luft nicht als ein Ganzes vom Wasser absorbirt wird, sondern das Wasser nimmt aus der Luft mehr Sauerstoffgas als Stickstoffgas auf. Daher können auch die Fische mit so wenig Luft leben.

Zwar ist es allein der Sauerstoff, welchen wir einathmen, der das Blut oxydirt und zur Ernährung des Körpers tauglich macht; allein reiner Sauerstoff würde zu heftig einwirken und das Leben gar bald aufreiben, wie man an einem in denselben gebrachten kleinen Thiere wahrnehmen kann, daher ist er durch die vierfache Menge Stickstoff verdünnt.

Außer dem Sauerstoff enthält die atmosphärische Luft noch wechselnde Mengen von Kohlensäure und Wasserdunst (nicht zu verwechseln mit Wasserstoffgas!). Häuft sich die Kohlensäure in einem geschlossenen Raume, z. B. wenn viele Menschen in einem Zimmer lange beisammen sind, dessen Thüren und Fenster nicht geöffnet werden — es wird Sauerstoff beim Athmen verbraucht und Kohlensäure ausgeathmet — so wird die Luft zum Athemholen untauglich und die Lichter brennen trüb und verlöschen. — Der in der Luft enthaltene Wasserdunst offenbart sich in den wässrigen Lufterscheinungen als Thau und Reif, Regen, Hagel u. s. w.

Das Luftmeer, welches die Erde rings umgiebt, und in unbekannter Höhe und in immer dünneren Schichten sich gegen den Weltraum abgrenzt, ist von der höchsten Bedeutsamkeit für das Leben der organischen Wesen. Die atmosphärische Luft reicht den Menschen und Thieren den zum Athmen erforderlichen Sauerstoff in angemessener Verdünnung dar; sie trägt die aufsteigenden Wasserdünste über die Länder dahin und spendet diesen die nothwendige Feuchtigkeit; sie mäßigt den Glanz der Sonne am Tage und die Finsterniß der Nacht; sie verhindert die allzuschnelle Abkühlung der Erdoberfläche; sie bildet das schöne blaue Firmament.

Die Luft ist zusammendrückbar, und kann in einen bedeutend verengten Raum gepreßt werden; ihre Theilchen aber haben das Bestreben, sich immer weiter auszudehnen.

Von hoher Bedeutsamkeit ist insbesondere der Druck, welchen sie auf die Erde und alles auf derselben Befindliche ausübt. Zur Messung

dieses Druckes dient bekanntlich das Barometer oder der Luftschweremesser, über den die Physik die erforderliche Belehrung ertheilt.

Die Wärme der Luft und anderer Körper bestimmt man nach dem Thermometer oder Wärmemesser, dessen Kenntniß im Allgemeinen hier vorausgesetzt werden muß. Bekanntlich werden auf der Scale desselben zwei feste Punkte angenommen, der Gefrier- oder Eispunkt, auf welchem das Quecksilber steht, wenn man das Thermometer in Wasser senkt, worin Eis schmilzt, — und der Siedepunkt, auf welchen das Quecksilber steigt, wenn das Thermometer in kochendes Wasser getaucht wird. Den Raum zwischen diesen beiden Punkten theilt man in gleiche Theile oder Grade, und eben so große Grade kommen vom Eispunkte abwärts und vom Siedepunkte aufwärts. In Deutschland ist besonders das Thermometer nach Réaumur (gesprochen Reomür, bezeichnet durch R.) üblich. Bei diesem wird der Raum zwischen dem Eis- und Siedepunkte in 80 Grade getheilt. Das Thermometer nach Celsius, welches besonders in Frankreich, gegenwärtig aber in der Chemie fast allgemein angewendet wird, theilt den besprochenen Raum in 100 Grade, hat also eine hunderttheilige oder Centesimalscale. Während das Thermometer nach Reaumür und Celsius den Eispunkt mit 0 bezeichnet, ist derselbe bei dem in England gewöhnlichen Fahrenheitschen mit + 32 bezeichnet, indem Fahrenheit einen künstlichen Gefrierpunkt annahm, auf den das Quecksilber in einer Kältemischung sinkt; vom natürlichen Eispunkte bis zum Siedepunkte sind 180 Grade, letzterer Punkt ist daher mit + 212 (32 + 180) bezeichnet.

Will man Grade nach R. schnell in solchen nach C. ausdrücken, so nimmt man ihre Zahl $^5/_4$mal; hunderttheilige Grade verwandelt man in 80-theilige, indem man sie $^4/_5$mal nimmt. Bei Verwandlungen der Fahrenheitschen Grade in andre übersehe man die erwähnte 32 nicht. Um z. B. + 113^0 F. in Graden nach R. auszudrücken, zieht man erst 32 ab; es bleiben 81 Grade F. über dem natürlichen Eispunkte, und da 9^0 F. = 4^0 = R., so erhält man $^{81}/_9 \times 4 = 36^0$ R. (od. 45^0 C.).

4. Chemische Verbindungen des Stickstoffs.

a) Stickstoff und Sauerstoff.

Obschon der Stickstoff keine unmittelbare freiwillige Verbindung mit dem Sauerstoff eingeht, so kann er doch auf indirectem Wege in mehreren Verhältnissen mit demselben vereinigt werden, und bildet mit ihm: das Stickoxydul (NO), das Stickoxyd (NO_2), die salpetrige

Säure (NO_3), die Untersalpetersäure (NO_4) und die Salpetersäure oder das Scheidewasser (NO_5). Nur die letztere ist für uns von besonderer Wichtigkeit, wir werden daher die übrigen Verbindungen nur nebenher erwähnen.

Die Salpetersäure oder das Scheidewasser (HO, NO_5).

Wo thierische Stoffe verwesen, wird der in ihnen enthaltene Stickstoff frei. Ist nun eine kräftige Base, z. B. Kalk, Natron oder Kali, gegenwärtig, welche gern mit einer Säure zu einem Salze zusammentreten möchte, so treibt sie den Stickstoff an, sich mit dem Sauerstoffe der Luft zu einer Säure — Salpetersäure — zu vereinigen, und die Base bildet augenblicklich mit derselben ein Salz, salpetersauren Kalk, salpetersaures Natron oder salpetersaures Kali.

Den salpetersauren Kalk sehen wir überall sich bilden, wo stickstoffhaltige Stoffe mit dem Kalk in fortwährende Berührung kommen, z. B. an den Wänden der Viehställe, — man nennt ihn daher auch Mauersalpeter.

Salpetersaures Kali (Kalisalpeter) wird in der Natur häufig fertig gebildet vorgefunden, besonders in Ostindien, Italien, Spanien und Ungarn; in Südamerika aber bildet das salpetersaure Natron (Natronsalpeter, Chilesalpeter) oft mehrere Fuß mächtige Schichten.

Der meiste Salpeter wird in besonderen Salpeterplantagen erzeugt. Man bildet nämlich Haufen von Straßenkoth, Schlamm, Mist, Kehricht der Viehställe, Abgängen aus Schlachthäusern u. dergl., begießt sie mit Urin und Mistjauche, fügt Asche (in welcher viel Kali enthalten ist) und ungelöschten Kalk hinzu, und läßt das Ganze ein bis zwei Jahre faulen. Nach dieser Zeit hat sich auf die angegebene Weise so viel Salpeter gebildet, daß man ihn durch Wasser auslaugen und durch Einkochen zur Krystallisation bringen kann.

Aus dem Salpeter stellt man die nach ihm benannte Salpetersäure dar. Man übergießt in einem Destillations-Apparate pulverisirten Salpeter mit Schwefelsäure, welche nach dem in der Chemie allgemein geltenden Rechte des Stärkeren der Salpetersäure ihre Base entreißt, so daß jene frei wird und in die Vorlage überdestillirt, in welcher sie sich zu einer im reinen Zustande farblosen, sonst gelblichen Flüssigkeit verdichtet, die außer dem Sauer- und Stickstoff noch 14 Procent chemisch gebundenes Wasser enthält, ohne welches sie nicht bestehen kann.

Mithin ist die flüssige Salpetersäure ein **Hydrat**, dessen vollständiges Zeichen = HO, NO_5 ist. Sie ist außerordentlich sauer, so daß sie in größter Verdünnung noch blaues Probirpapier röthet; auf die Haut gebracht, bewirkt sie augenblicklich gelbe Flecken und einen brennenden Schmerz, — sie muß daher mit der größten Vorsicht behandelt werden.

Versuch 72. Uebergieße in einem Fläschchen einen Kupferpfennig mit Salpetersäure: unter Ausstoßung gelbrother **giftiger** Dämpfe löset sich das Kupfer auf, und man erhält eine blaue Flüssigkeit, aus welcher in der Wärme ein blaues Salz, **salpetersaures Kupferoxyd**, gewöhnlich in Säulenform, herauskrystallisirt.

Die Salpetersäure, ein zusammengesetzter Körper, kann sich mit dem Kupfer, einem Elemente, nach einem bekannten Naturgesetze nicht vereinigen. Sie hat aber Verlangen nach der Verbindung mit einer Base, daher zerlegt sich ein Theil der Säure in **Sauerstoff**, welcher das Kupfer oxydirt, und in **Stickstoffoxyd** (NO_2), ein farbloses Gas, welches sofort aus der Luft noch ein Atom Sauerstoff aufnimmt, und zu der die gelbrothen Dämpfe bildenden **salpetrigen Säure** (NO_3) wird. Mit dem entstandenen Kupferoxyd bildet der unzerlegte Theil der Salpetersäure das erwähnte Salz, salpetersaures Kupferoxyd.

In gleicher Weise verhält sich die Salpetersäure allen Metallen gegenüber, **Gold und Platina ausgenommen**, indem stets ein salpetersaures Salz gebildet wird, während die salpetrige Säure entweicht und den Experimentirenden belästigt. Die Salpetersäure ist mithin ein ausgezeichnetes **Oxydationsmittel**.

Die Salpetersäure wird häufig angewendet, um Metalle, auf deren Oberfläche sich eine Oxydschicht gebildet hat, z. B. verrostetes Eisen, zu säubern, da sie mit den Oxyden lösliche Salze bildet.

Da das **Gold** dem Einflusse der Salpetersäure widersteht, so kann man sie benutzen, dasselbe aus goldhaltigen Metallverbindungen auszuscheiden; aus diesem Grunde führt sie den Namen **Scheidewasser**, unter welchem sie in der Technik allgemein bekannt ist.

Sollte aber das Gold (und Platin) **keiner** Säure unterliegen? Darüber belehre uns

Versuch 73. Man werfe in eine Mischung von einem Theile Salpeter- und zwei bis drei Theilen Salzsäure ächte Goldblättchen, wie sie von den Buchbindern zum Vergolden gebraucht werden: das Gold verschwindet, während es jeder einzelnen der genannten Säuren widersteht.

Wir wissen bereits, wie leicht die Salpetersäure von ihrem Reichthum an Sauerstoff etwas abgiebt. Dies geschieht auch hier. Der Sauerstoff derselben bildet mit dem Wasserstoffe der Salzsäure Wasser, während das frei werdende Chlor mit dem Golde zu löslichem Chlorgolde zusammentritt.

Die in Rede stehende Säuremischung heißt Königswasser, weil sie das Gold, den König der Metalle, (so wie das Platin) aufzulösen vermag.

Versuch 74. Lege Holzsplitter, Seidenfäden und andre organische Stoffe in Salpetersäure: sie werden gelb und endlich zerstört. Bewahrt man die Säure in einem Fläschchen, welches mit einem Kork verstopft ist, so wird dieser binnen kurzer Zeit zerfressen. Auch diese Erscheinungen beruhen auf einer Oxydation der organischen Stoffe.

Einen merkwürdigen Einfluß übt die Salpetersäure auf die Baumwolle aus, indem sie dieselbe in Schieß- oder Knallbaumwolle (Xyloidin) verwandelt, die man statt des Schießpulvers anwenden kann. Dem äußeren Ansehn nach kann man sie von unpräparirter Baumwolle nicht unterscheiden; schlägt man aber eine Probe davon stark mit dem Hammer, oder zündet sie an, so verbrennt sie plötzlich und ohne Rückstand, knallt auch im Gewehre so stark, als Pulver. Diese Erscheinungen rühren von ihrem reichen Gehalt an Stickstoff her, den sie aus der Salpetersäure aufgenommen hat, und der sich bei einem heftigen Schlage auf die Baumwolle oder bei der Entzündung derselben nebst der durch die Verbrennung gebildeten Kohlensäure heftig ausdehnt. Die Bereitung der Schießbaumwolle kann auf verschiedene Weise geschehen. Gewöhnlich wendet man eine Mischung von höchst concentrirter Salpetersäure und englischer Schwefelsäure zu gleichen Theilen an, oder man nimmt einen Theil von jener und zwei von dieser. Vorzüglich gut wird sie, wenn man folgendermaßen verfährt.

Versuch 75. Man mische in einer etwas tiefen Porzellanschale nach und nach unter stetem Umrühren (am besten mit einem Glasstabe) ein Loth fein gepulverten, chemisch-reinen, staubtrockenen Salpeter mit zwei Loth concentrirter Nordhäuser Schwefelsäure. Die Mischung muß ganz eben und gleichmäßig sein, und darf keine Ballen oder Stücke enthalten. Gleich darauf tauche man mittelst des Glasstabes allmählig so viel Baumwolle ein, als möglich. Es ist nicht nothwendig, daß dieselbe von der Mischung ganz bedeckt werde, sondern es genügt, wenn sie schnell und vollständig von derselben durchzogen wird. Nun decke man die Schale mit einer Glastafel zu, und lasse sie 3 bis 5 Minuten ruhig stehen. Hierauf

entfernt man die Glastafel, und gießt auf die Baumwolle kaltes Wasser, welches man in kurzen Zwischenräumen immer durch neues ersetzt, bis blaues Lakmuspapier nicht mehr geröthet wird. Man muß dabei die Baumwolle fleißig zerpflücken und ausdrücken. Diese Operation dauert mehrere Stunden. Nun wird die Baumwolle in einem Viertelquart destillirtem Wasser, wozu ein Wenig Salmiakgeist gemischt ist, eine halbe Stunde lang ausgewässert, stark ausgepreßt, nochmals fein zerpflückt und an der Sonne oder in der Nähe eines Ofens getrocknet. Man bewahrt sie in einer wohl verkorkten Flasche an einem trocknen Orte.

Obschon diese Schießbaumwolle das Schießpulver nicht verdrängt hat, so ist sie doch in anderer Beziehung wichtig geworden, indem man aus ihr das Collodium darstellt.

Versuch 76. Man übergießt ein Quentchen von der Schießbaumwolle in einer geräumigen Flasche mit 2 Loth absolutem Alkohol, schüttelt die Flasche tüchtig, und gießt dann 16 Loth eines Gemisches von 2 Theilen absolutem Alkohol und 5 Theilen Aether hinzu. Nach zwei Tagen gießt man die Flüssigkeit von dem Bodensatze vorsichtig ab — man nennt solches Abgießen decantiren. Die auf diese Weise gewonnene Flüssigkeit trocknet an der Luft sehr rasch zu einem leichten, wasserdichten Häutchen ein, weshalb sie zur Anfertigung kleiner Luftballons, so wie statt des Heftpflasters zur Bedeckung von Wunden gebraucht wird. Von vorzüglicher Wichtigkeit ist das Collodium für die Photographie, indem man die zur Herstellung der negativen Bilder dienenden Glastafeln damit überzieht, und dann diesen Ueberzug durch Jod und Silberlösung für die Einwirkung des Lichtes empfänglich macht.

Schließlich noch Einiges über die niedrigste Oxydationsstufe des Stickstoffs, das Stickstoffoxydul (NO). Seine Darstellung lehrt

Versuch 77. Neutralisire verdünnte Salpetersäure durch kohlensaures Ammoniak: die Kohlensäure entweicht, und es entsteht salpetersaures Ammoniak, welches durch Abdampfung in Krystallen erscheint, die an feuchter Luft zerfließen. Erhitze dieses in einem Kochfläschchen sehr allmählig bis auf $+ 250^0$ C.: es entweicht Stickstoffoxydul in Gasform, welches in bekannter Weise aufgefangen wird.

Ammoniak ist, wie wir bald näher hören werden, NH_3.

Aus: $NH_3 + HO, NO_5$

wird: $2NO + 4HO$;

das salpetersaure Ammoniak zerfällt mithin in Stickstoffoxydul und Wasser. Ersteres kann als eine atmosphärische Luft von doppeltem Sauerstoff-

gehalt betrachtet werden. Daher bewirkt es, wenn man es einathmet, einen sehr angenehmen Rausch, weshalb es auch den Namen Lust- oder Wonnegas führt. Das Einathmen des Gases ist aber nicht ohne Gefahr, denn es kann leicht mit Stickstoffoxyd (NO_2) verunreinigt sein und ist dann giftig. Man muß daher eine Probe des Gases in ein mit atmosphärischer Luft oder Sauerstoff gefülltes Gefäß bringen: zeigen sich dann die bekannten gelbrothen Dämpfe der salpetrigen Säure (aus NO_2 wird bei Luftzutritt NO_3), so darf es nicht geathmet werden; vollblütige Personen sollen aber auch das reine Stickoxydul nicht athmen. Jedenfalls thut man am besten, wenn man das Wonne-Experiment unterläßt. Dagegen kann man mit dem Stickstoffoxydul sehr interessante Verbrennungsversuche anstellen; Kohlen, glimmende Späne, Phosphor, Schwefel u. s. w. verbrennen fast so schön, als im reinen Sauerstoff. Für diesen Zweck erhält man es genügend rein, wenn man verdünnte Salpetersäure auf Zink gießt.

Während wir eine Verbindung des Stickstoffs mit Jod schon bei Versuch 51. kennen lernten, seine höchst merkwürdige Verbindung mit dem Kohlenstoff aber erst bei diesem betrachten wollen, wenden wir jetzt unsre Aufmerksamkeit auf eine nicht minder wichtige Stickstoff-Verbindung.

b) Stickstoff und Wasserstoff.

Wo organische Stoffe verwesen, entsteht nicht allein Schwefelwasserstoff (HS) und Salpetersäure, sondern auch eine Verbindung des Stickstoffs mit dem Wasserstoff,

das Ammoniak (NH_3),

im reinen Zustande ein brennbares, sehr stechend nach Urin riechendes, die Augen zu Thränen reizendes, farbloses Gas.

Erhitzt man Thierknochen, Horn, Hautabfälle u. s. w. in verschlossenen Gefäßen, so destillirt in die zum Theil mit Wasser gefüllte Vorlage das Ammoniak in Verbindung mit der gleichzeitig entstandenen Kohlensäure als unreines kohlensaures Ammoniak (Hirschhorngeist) über. Durch Verdampfung des Wassers erhält man eine unreine Salzmasse, welche man gewöhnlich Hirschhornsalz nennt.

Gießt man zu einer Lösung von gereinigtem kohlensauren Ammoniak Salzsäure bis zur Neutralisation, so erhält man ein anderes, weißes Salz: das chlorwasserstoffsaure (salzsaure) Ammoniak oder

den Salmiak (NH_3, HCl), auch Chlorammonium (NH_4, Cl) genannt. Der Name Ammoniak rührt daher, weil man dieses Salz früher besonders in Ammonien in Afrika aus Kameelmist darstellte. Aus sal ammoniacum wurde dann durch Zusammenziehung das Wort Salmiak. Gegenwärtig bereitet man den Salmiak, der in der Färberei, in Tabaksfabriken u. s. w. vielfach gebraucht wird, in besonderen Salmiakfabriken. Man gewinnt in diesen das (kohlensaure) Ammoniak durch trockne Destillation thierischer Stoffe, und versetzt es mit Kochsalz.

In der Hitze verwandelt sich der Salmiak in weiße Dämpfe. Werden diese in kalten Gefäßen verdichtet, so erhält man sublimirten Salmiak oder Salmiakblumen.

Aus dem Salmiak stellt man in der Regel das Ammoniak dar.

Versuch 78. Reibe Salmiak und gebrannten Kalk zusammen: es entsteht Chlorcalcium, Ammoniak wird frei und verräth sich durch seinen Geruch.

Versuch 79. In einem Apparate, wie er bei Versuch 57. angewendet wurde, übergieße ein Gemenge von gleichen Theilen grob gepulverten gebrannten Kalk und fein gepulverten Salmiak mit Wasser, und leite den äußeren Schenkel der Röhre in eine zu $^2/_3$ mit Wasser gefüllte Vorlage, so daß er den Boden fast berührt. Die Vorlage muß in einem Gefäß mit kaltem Wasser stehen; auch vergesse man das Sicherheitsrohr nicht, um das Zurücksteigen der Flüssigkeit zu verhindern. Indem das Wasser den Kalk löscht, wird genügende Wärme erzeugt, um eine lebhafte Gasentwickelung hervorzurufen. Der Vorgang ist ganz gleich dem in vorigem Versuche beobachteten: es bildet sich in der Entwickelungsflasche aus dem Calcium des Kalkes und dem Chlor des Salmiak Chlorcalcium, das frei gewordene Ammoniak aber geht in das Wasser der Vorlage über, von dem es höchst gierig verschluckt wird, da ein Maaß Wasser im Stande ist, 670 Maaß des Gases aufzunehmen. Will die Entwickelung des Gases nicht von Statten gehen, oder hört sie zu bald auf, so erwärmt man das Kochfläschchen im Sandbade.

Die wässrige Ammoniakflüssigkeit führt im gewöhnlichen Leben den Namen Salmiakgeist. Derselbe ist farblos und wasserhell, leichter als Wasser, besitzt einen höchst durchdringenden ammoniakalischen Geruch und einen scharfen, urinartigen Geschmack, wirkt innerlich genommen ätzend und giftig — deshalb heißt er auch Aetzammoniak oder caustisches Ammoniak — und verwandelt rothes Probirpapier sofort in blaues, reagirt also basisch, doch verschwindet das Blau bald wieder, weil sich

das Ammoniak rasch verflüchtiget. In früherer Zeit nannte man das Aetzammoniak deshalb flüchtiges Alkali (flüchtiges Laugensalz).

Schon bei verschiedenen früheren Versuchen haben wir das Aetzammoniak als eine kräftige Base kennen gelernt, mittelst deren man die Säuren neutralisiren und Salze bilden kann, die sämmtlich in der Hitze verflüchtiget werden. Die wichtigsten Ammoniaksalze sind:

das salzsaure Ammoniak oder der Salmiak (NH_3, HCl),
das reine kohlensaure Ammoniak ($2NH_3, 3CO_2 + 2HO$),
das brenzölige kohlensaure Ammoniak oder Hirschhornsalz, welches durch trockne Destillation thierischer Stoffe gewonnen wird,
das salpetersaure Ammoniak ($NH_3, NO_5 + HO$),
das essigsaure Ammoniak u. s. w.

Auffallend ist die große Aehnlichkeit, welche man zwischen dem Ammoniak und dem Kali und Natron wahrnimmt. Es ist gleich diesen eine der kräftigsten Basen, und viele Chemiker nehmen an, es sei, wie sie, ein Metall-Oxyd. Das nur vorausgesetzte, noch nie dargestellte Metall hat man Ammonium genannt, und es müßte kein Element sein, wie alle andern Metalle, sondern ein zusammengesetzter Körper, NH_4. Ammoniak mit Wasser (Salmiakgeist) wäre nach dieser Annahme oxydirtes Ammonium, NH_4O, und man sieht leicht ein, daß diese Formel nichts anderes besagt, als $NH_3 + HO$. Der Salmiak stellt sich nunmehr dar als Chlorammonium NH_4Cl, was wiederum im Wesentlichen mit der oben gebrauchten Formel NH_3HCl übereinkommt. Wie die Entstehung eines Chlormetalles aus Ammoniak und Salzsäure für die Annahme eines Ammonium-Metalles spricht, so auch der Umstand, daß ein Schwefelmetall entsteht, wenn man Ammoniak und Schwefelwasserstoff zusammenbringt. Aus $NH_3 + HS$ wird NH_4S.

Während wir dieses streitige Gebiet den Gelehrten überlassen, dürfen wir nicht übersehen, welche wichtige Rolle das Ammoniak in dem Haushalte der Natur spielt. Wie wir besprochen haben, ist dasselbe ein Produkt der Verwesung organischer Körper. Diese werden aber aus denselben Stoffen gebildet, in welche sie bei der Verwesung zerfallen, daher ist das Ammoniak unentbehrlich bei der Bildung neuer Organismen. Indem es nun als leichter, luftförmiger Körper in die Atmosphäre emporsteigt, wird es aus dieser wiederum bei jedem Regen der Erde zugeführt, und bildet dort Ammoniaksalze, welche das Wachsthum der Pflanzen befördern. Indem wir unsere Felder düngen, theilen wir

denselben das Ammoniak in reichlichem Maaße mit und machen sie dadurch fruchtbar und zu höherem Ertrage geschickt. Die Pflanzen dienen den Menschen und Thieren zur Nahrung, und liefern ihnen mittelst des Ammoniak den unentbehrlichen Stickstoff; aus den thierischen Excrementen und Verwesungs-Produkten aber erhält die Luft wiederum Ammoniak, und so findet ein steter Kreislauf der zur Erhaltung des Lebens der Geschöpfe erforderlichen Elemente statt. Die Pflanze ernährt das Thier, das Thier die Pflanze. Wer staunt nicht bei solchen Betrachtungen über die Weisheit des Schöpfers, welche durch so einfache Mittel das große Ganze zu erhalten vermag!

Sechstes Kapitel.

Der Kohlenstoff.

(Lateinisch: Carbonium; chemisches Zeichen = C; Mischungsgewicht = 75.)

1. Darstellung und natürliches Vorkommen desselben.

Versuch 80. Man zünde einen Holzspan an, und bedecke ihn allmählig mit einem Gefäße: er verbrennt nicht vollständig, sondern er verkohlt. Dasselbe geschieht, wenn man ein Stück Holz auf eine heiße Ofenplatte legt, es entzündet sich nicht bis zum Brennen mit Flamme, aber es wird schwarz, und ist nun nicht mehr Holz, sondern Holzkohle, welche fast aus reinem Kohlenstoffe besteht, der nur eine geringe Menge Asche d. h. unverbrennliche Salze enthält.

Die so eben beschriebene Operation erfolgt im Großen bei dem Kohlenbrennen. Dies ist ein Destillationsprozeß, mittelst dessen die wässerigen, öligen und harzigen Stoffe aus dem Holze ausgetrieben werden, damit reine Kohle übrig bleibe. Man schichtet große Holzscheite zu Meilern zusammen, d. h. zu großen Haufen, welche man mit Rasen, Moos und Erde bedeckt. Nur hie und da läßt man Oeffnungen, damit so viel atmosphärische Luft hinzutreten kann, als eben erforderlich ist, das entzündete Holz im Glühen zu erhalten, ohne daß es mit Flamme verbrennt. Die Aufgabe des Kohlenbrenners (Köhlers) ist es nun, das Brennen des Meilers so zu reguliren, daß allmählig das sämmtliche Holz verkohlt. Er verschließt daher die Oeffnungen, wo die Gluth

zu heftig wird, und öffnet andere, wo sie zu schwach ist, wo es also an Luft fehlt. Raucht der Meiler nicht mehr, und ist er dabei bedeutend zusammengesunken, so läßt man ihn erkalten. Gut gebrannte Kohlen dürfen nur die Hälfte des Raumes einnehmen, den das zu ihrer Darstellung verwendete Holz ausfüllte; aus 50 Kubikfuß Holz werden 25 Kubikfuß Holzkohlen, welche etwa den vierten Theil von dem verwendeten Holze wiegen. Sie müssen frei von Asche, glänzend, spröde, klingend, von reinem Bruche und nicht abfärbend sein. Feste Holzarten (Buchen, Eichen u. s. w.) geben harte, weiche Holzarten hingegen (Tannen, Linden u. s. w.) weiche Kohlen.

Versuch 81. Man zünde ein kieniges (d. i. harzreiches) Holz an und halte in einiger Entfernung darüber einen Blechtrichter oder Blechlöffel: es setzt sich schwarzer, mit harzigen Theilen vermischter Kienruß an. Dasselbe geschieht in unsern Schornsteinen. Auch dieser Kienruß besteht der Hauptsache nach aus Kohlenstoff.

Im Großen gewinnt man den Kienruß auf folgende Weise. Ein Ofen hat einen fast horizontalen, nur wenig schräg aufwärts gehenden Schornstein, welcher in ein Häuschen führt, an dessen Decke ein grobes, wollenes Tuch in Form einer Haube ausgespannt ist. In diesem Ofen verbrennt man harzreiches Holz bei schwachem Feuer und geringem Luftzuge. Der Ruß setzt sich nun an die wollene Haube, von welcher man ihn abklopft, und an die Wände, von denen er abgekratzt wird; der letztere ist aber nicht so gut, als der erstere. In Gebirgsdörfern findet man nicht selten sogar in den Wohnzimmern eine ähnliche, allerdings sehr feuergefährliche Vorrichtung zum Auffangen des Kienrußes. Das Feuer, um welches sich die Familie versammelt, brennt auf einem mitten in der Stube stehenden Ständer, der einen Rost trägt; an der Decke aber ist ein unten mittelst eines Reifens ausgespannter, oben eng zulaufender Sack aufgehängt, in welchem sich der Ruß ansetzt. Der Rauch wird durch einen von der oberen Oeffnung des Sackes ausgehenden Kanal in den Schornstein geführt.

Der Kienruß wird als Farbematerial vielfach angewendet. Auch die schwarze, chinesische Tusche ist nichts anderes, als Ruß, den man bei Verbrennung des feinsten Oeles durch darüber gehaltenes Blech gewinnt. Mittelst eines Leimes erhält er Zusammenhang, ein geringer Zusatz von Moschus macht ihn wohlriechend, und nun wird er in hölzernen Formen zu den bekannten Täfelchen oder Stangen getrocknet, die gewöhnlich mit vergoldeten chinesischen Buchstaben bezeichnet werden.

Versuch 82. Man erhitze einen Knochen in einem gut zugedeckten Topfe (ohne Wasser) mehrere Stunden lang: er wird schwarz, es entsteht Knochenkohle.

Die beste Knochenkohle bereitet man aus Elfenbein (gebranntes Elfenbein). Knochenkohle ist keineswegs reiner Kohlenstoff, sie enthält vielmehr gegen 90 Procent andere Bestandtheile.

In der Natur findet sich der Kohlenstoff rein im Diamant und im Graphit, mit andern Stoffen mehr oder minder verbunden in den Steinkohlen, Braunkohlen und im Torfe.

Diamant, dieser kostbarste aller Edelsteine, ist nichts anderes, als Kohlenstoff. Er kommt im Sande und Schwemmlande in Ostindien, Brasilien, Mexico, im Ural u. s. w. vor und zwar fast immer in krystallisirter Form oder in abgerundeten Körnern. Die Grundform seiner Krystalle ist ein regelmäßiges Achtflach (Octaeder). Er ist der härteste aller Körper, schneidet Glas und alle Steine, während er selbst von den schärfsten Feilen nicht angegriffen wird, und nur mittelst seines eigenen Pulvers, Demantbord genannt, geschliffen werden kann. Geschliffen bietet er das ausgezeichnetste Farbenspiel dar. In der Regel ist er wasserhell, also farblos, doch giebt es auch graue, weißliche, gelbe, grüne, braune, bläuliche, röthliche und schwarze Diamanten; die farblosen sind die theuersten. Man benutzt ihn zum Glasschneiden, so wie zum Bohren und Schleifen anderer Edelsteine, vorzüglich aber zum Schmucke. — Um Diamant zu verbrennen — ein Versuch, welchen der geneigte Leser wohl Anderen überlassen wird — befestigt man diesen mit etwas Gyps auf ein Stück einer Thonpfeifenröhre, welches man auf das umgebogene Ende eines Drathes steckt. Dann erhitzt man den Diamant in einer mit Sauerstoff angeblasenen Weingeistflamme, und senkt ihn, sobald er angezündet ist, in eine Flasche mit Sauerstoff: er verbrennt vollständig, ohne einen Rückstand zu lassen, indem er mit dem Sauerstoffe Kohlensäure bildet.

Viele Chemiker haben sich bemühet, künstliche Diamanten herzustellen, und zwar aus reiner Holzkohle. Da aber Krystalle nur entstehen können, wenn der Kohlenstoff zuvor flüssig gemacht worden ist, was bis jetzt nicht gelingen wollte, so hat man auch noch keine Diamanten machen können.

Graphit. Während die Natur im Diamant den Kohlenstoff in der herrlichsten Klarheit darstellt, bringt sie ihn im Graphit oder Reißblei undurchsichtig, stahlgrau oder eisenschwarz und metallisch

glänzend hervor. Erscheint er krystallisirt, so bildet er sechsseitige Säulen oder Tafeln. Da er bedeutend abfärbt, so verfertigt man aus ihm die Bleistifte. Die besten Bleistifte sind die englischen, denn nur in England findet man so reinen und dichten Graphit in großen Stücken, daß man dieselben mit dünnen Sägen in Blätter, und diese wiederum in einzelne Stifte zerlegen kann. Geringere Bleistifte macht man aus blättrigem, erdigem und staubartigem Graphit, welcher in vielen Ländern gefunden wird, indem man den Graphitstaub mittelst eines Bindemittels (Colophonium, Schellack, Leim, Gummi u. s. w.) zusammenklebt. Der pulverförmige Graphit ist so weich und schlüpfrig, daß er zum Einschmieren der Wagenachsen, der Maschinenräder und dergl. verwendet wird. Er ist so schwer verbrennlich, wie der Diamant, und man macht deshalb aus ihm die Passauer Schmelztiegel, welche das stärkste Ofenfeuer aushalten, ohne zu verbrennen. Wird reiner Graphit im Sauerstoffgase verbrannt, so entsteht, wie bei dem Diamant, Kohlensäure, ohne daß ein Rückstand bliebe. Will man die Güte eines Bleistifts probiren, so halte man seine Spitze in den oberen Theil einer mit dem Löthrohre angeblasenen Weingeistflamme: ist er ächt und gut, so verglimmt er ohne Dampf und Ruß, und die Spitze schreibt nach dem Erkalten ebenso rein und mild, als zuvor.

Ein Stoff, welcher wie der Kohlenstoff in zwei ganz verschiedenen Zuständen auftreten kann, heißt bekanntlich dimorph oder zweigestaltig.

Steinkohle. Die Steinkohlen, welche sich in der Tiefe der Erde in mächtigen Lagern fast in allen Ländern finden, verdanken ohne Zweifel ihren Ursprung einer untergegangenen Pflanzenwelt, und stammen besonders aus den Familien der einst weit zahlreicher und in größeren Dimensionen vorhanden gewesenen Schachtelhalme, Bärlappe, Farn, Palmen und Nadelhölzer, welche durch Wasser, Wärme und Druck chemisch umgewandelt worden sind. Die Steinkohlen sind keineswegs reiner Kohlenstoff, sondern derselbe ist mit Sauerstoff und Wasserstoff verbunden, von Erdharz durchdrungen und mit Schwefel und Metalloxyden verunreinigt. Sie bilden ein vorzügliches Brennmaterial. Da sie aber in ihrem natürlichen Zustande zu vielen technischen Zwecken ungeeignet sind, da man ferner die in ihnen enthaltenen Stoffe vielfach nutzbar machen kann, so stellt man aus ihnen Coaks dar, indem man die Steinkohlen in eisernen Cylindern erhitzt (trocken destillirt), wobei die gasartigen, harzigen u. dergl. Stoffe entweichen. Die Coaks sind grau, und bilden

eine mehr oder minder poröse Masse von metallischem Ansehen und bedeutender Härte, so daß man mit manchen Stücken wie mit einem Diamanten Glas ritzen kann. Da sie bei starkem Luftzuge ohne Geruch und ohne Ruß verbrennen, so wendet man sie zum Heizen der Lokomotiven und Dampfmaschinen, so wie zum Schmelzen der Erze an.

Braunkohle. Die Braunkohlen bestehen, wie die Steinkohlen, aus verkohlten Pflanzen, sind aber weit jüngeren Ursprunges, und liegen weit weniger tief in der Erde. Uebrigens sind sie ähnlich zusammengesetzt, und werden in gleicher Weise benutzt.

Torf ist eine aus Pflanzentheilen, besonders aus dem Torfmoose (Sphagnum), welches in Sümpfen große, weiche Polster bildet, hervorgegangene kohlige Masse. Sie bildet sich noch heut fortwährend, besonders in Sümpfen der Ebenen und der Gebirge, und dient gleich Stein- und Braunkohlen als Brennmaterial, welches jedoch von weit geringerer Güte ist, als diese.

2. Eigenschaften des Kohlenstoffes.

1) Kohle (Carbo) nannte man schon in den ältesten Zeiten den schwarzen Körper, welcher zurückbleibt, wenn Pflanzenstoffe bei unzureichendem Luftzutritte verbrennen. Erst 1774 erkannte man ihn als ein Element, dessen Hauptkennzeichen darin besteht, daß es in chemischer Verbindung mit Sauerstoff Kohlensäure bildet, und gab ihm den Namen Kohlenstoff (Carbonium).

2) Der Kohlenstoff ist einer der Hauptbestandtheile der Thier- und Pflanzenkörper.

3) Er gehört zu den wenigen Grundstoffen, welche in der Natur frei, d. h. unverbunden mit andern Elementen, vorkommen (Diamant, Graphit).

4) Der Kohlenstoff ist unser wichtigstes Brennmaterial. Bei genügendem Luftzuge oder im Sauerstoffgase verbrennt er vollständig zu Kohlensäure, CO_2 (s. Versuch 3.); bei mangelndem Luftzuge hingegen bildet ein Atom Kohlenstoff mit einem Atom Sauerstoff eine höchst giftige Luftart, Kohlenoxydgas (CO). Dieses wird allemal erzeugt, wenn man bei Oefen die Klappe schließt, während noch glühende Kohlen vorhanden sind; und ihm fallen noch in jedem Winter eine Menge Opfer von Menschenleben. Es brennt mit blauer Flamme, nimmt beim Verbrennen noch ein Atom Sauerstoff auf, und verwandelt sich dabei in Kohlensäure.

5) Da der Kohlenstoff in der Glühhitze den Sauerstoff begierig an sich reißt, so benutzt man ihn in sehr vielen Fällen zur Desoxydation (Entsauerstoffung) der Metall-Oxyde. Erhitzt man nämlich ein solches, welches bekanntlich aus einer chemischen Verbindung eines Metalles mit Sauerstoff besteht, auf glühender Kohle, so verbindet sich der Kohlenstoff mit dem Sauerstoff zu Kohlensäure oder zu Kohlenoxyd, und das Metall wird frei. Auf gleiche Weise stellt man aus der Phosphorsäure durch Glühen derselben mit Kohle den reinen Phosphor dar.

6) Da die Kohle, besonders die Holz- und noch mehr die Knochenkohle ein äußerst poröser Körper ist, so vermag sie Luft, Wasserdunst, Farbestoffe und Riechstoffe einzusaugen, und wird auch dadurch für technische Zwecke wichtig.

Versuch 83. Man setze einen Trichter auf eine leere Flasche, bedecke ihn mit einem Papierfiltrum, und schütte grob gepulverte frisch geglühete Holz- oder Knochenkohle darauf. Gießt man nun eine gefärbte Flüssigkeit, z. B. Rothwein, mit Wasser verdünnte Dinte und dergl., in den Trichter, so läuft sie farblos oder doch weit blasser ab. Fauliges Wasser wird auf diese Weise geruchlos und trinkbar, Branntwein wird vom Fuselöl befreit.

Faulicht gewordenes Fleisch wird wieder genießbar, wenn man es mit grob zerstoßener Kohle kocht. Packt man Obst, Rüben, geschlachtete Fische u. s. w. in Kohlenpulver, so halten sie sich frisch und gut. Blankes Eisen und Stahl wird vor dem Verrosten bewahrt, wenn man es mit Kohlenpulver umgiebt. Will man die Metallwaaren nicht unmittelbar mit Kohlen bedecken, so packt man sie besonders ein, und bringt rings um das Paket eine Schicht Kohlenpulver mittelst eines größeren Gefäßes. Kartoffeln halten sich in Kellern lange ohne zu faulen und ohne zu keimen, wenn man die Zwischenräume mit Kohlenpulver ausfüllt. Verkohlt man die innere Fläche der Wasser- oder Oelfässer, so bleiben die Flüssigkeiten frisch. Baumpfähle verkohlt man an der Außenfläche, so weit sie in den Boden kommen, und schützt sie dadurch vor Feuchtigkeit und somit vor dem Verfaulen. In den Zuckersiedereien entfärbt und reinigt man den Syrup durch Knochenkohle.

3. Die Verbrennung.

Da der Kohlenstoff vorzüglich angewendet wird, um Licht und Wärme zu erzeugen, so wollen wir jetzt den Vorgang der Verbrennung näher betrachten.

Wir wissen bereits, daß der Ausdruck: „ein Körper verbrennt" nichts anderes besagt, als: „er verbindet sich mit Sauerstoff." Auch ist es uns bekannt, daß die Oxydation entweder eine dunkle, ohne Erscheinung von Licht und fühlbarer Wärme vor sich gehende, oder eine unter Entwickelung von Licht und Wärme erfolgende feurige ist. Nur letztere nennen wir im gewöhnlichen Leben Verbrennung.

Um einen brennbaren Körper in den Zustand des Verbrennens zu versetzen, genügt es selten, daß man ihn mit Sauerstoffgas oder mit sauerstoffhaltiger Luft in Verbindung bringt, obschon es allerdings Körper giebt, — z. B. das später zu betrachtende Phosphorwasserstoffgas — welche sich von selbst entzünden, sobald sie an die atmosphärische Luft gelangen.

Die erste Bedingung, wenn ein brennbarer Körper sich entzünden soll, ist, daß er auf einen bestimmten Grad der Temperatur gebracht werden muß. Dies geschieht durch das sogenannte Anzünden oder Anstecken desselben, wobei es keineswegs immer nothwendig ist, daß der zu entzündende Körper mit einer wirklichen Flamme in Berührung komme.

Versuch 84. Man erwärme in einem auf einen Dreifuß gestellten Schälchen Sand, auf dem ein Stückchen Phosphor und entfernt von diesem ein Stückchen Schwefel liegt. Bei einem Wärmegrade von 55 bis 70° entzündet sich der Phosphor, während der Schwefel erst bei + 300° brennt.

Sehr poröse Körper saugen viel Luft ein, und verdichten dieselbe in ihren Poren; dabei wird so viele Wärme frei, daß sie oft die Selbstentzündung des Stoffes herbeiführt. Schon oft entzündeten sich frisch geglühte, pulverisirte, in Haufen aufgeschüttete Kohlen auf diese Weise von selbst; ebenso mit Fett oder Oel getränktes Werg.

Auch bei anderen chemischen Prozessen wird zuweilen so viele Wärme entwickelt, daß Selbstentzündung eintritt, und mehr als einmal sind Steinkohlenlager auf diese Weise in Brand gerathen, indem sich der in ihnen vorkommende Eisenkies (eine chemische Verbindung von Eisen und Schwefel) durch Aufnahme von Sauerstoff und Feuchtigkeit in schwefelsaures Eisenoxydul verwandelte, wobei sich die Temperatur so steigerte, daß sich die benachbarten Steinkohlen entzündeten.

Daß feucht aufgeschichtetes Heu zuweilen in Flammen aufgeht, ist bekannt.

Damit ein entzündeter Körper fortbrennen könne, muß ihm hinreichender Zutritt von Sauerstoffgas oder sauerstoffhaltiger

Luft verschafft werden, und er muß erwärmt bleiben mindestens bis zu der zu seiner Entzündung erforderlich gewesenen Temperatur.

Erwägen wir zunächst die erste dieser beiden Bedingungen. Was in unsern Brennmaterialien verbrennt, ist der Hauptsache nach: Kohlenstoff und Wasserstoff. Der Kohlenstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff zu Kohlensäure — mithin zu einem unsichtbaren Gase; der Wasserstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff zu Wasserdampf, der ebenfalls bei hoher Temperatur unsichtbar ist, sonst aber als ein Nebel von Wasserbläschen erscheint. Wenn also in unsern Oefen das Brennmaterial zur vollständigen Verbrennung gelangen könnte, so würde nur Kohlensäure und Wasserdampf aus ihnen entstehen und in die Luft entweichen. Wir sehen aber aus unsern Schornsteinen schwarze Rauchsäulen auffsteigen, und in Ofenröhren und Rauchfängen setzt sich der Ruß so massenhaft an, daß er öfters vom Schornsteinfeger abgekehrt werden muß, wenn nicht Feuersbrünste entstehen sollen. Daß der Ruß der Hauptsache nach nichts anderes als Kohlenstoff ist, wissen wir bereits; ebenso sind die schwarzen Bestandtheile des Rauches unverbrannter Kohlenstoff, der nutzlos verfliegt. Warum verbrennt aber nicht aller Kohlenstoff? — Daran ist die Unvollkommenheit unserer Heizungsanlagen Schuld; je besser diese eingerichtet sind, desto vollständiger erfolgt die Verbrennung, und desto weniger Brennmaterial wird gebraucht. Der Kohlenstoff kann nämlich nicht vollständig verbrennen, wenn ihm nicht die erforderliche Menge von Sauerstoff zugeführt wird; man muß daher darauf bedacht sein, ihm diese zu verschaffen. Die Verbrennung kann ferner nur unvollständig erfolgen, wenn die Verbrennungsprodukte unverbrennliche Gase sind. Dies ist aber immer der Fall, wenn wir uns der gewöhnlichen Heizungsstoffe bedienen, indem aus ihnen Kohlensäure und Wasserdampf entstehen. Ist die das Feuer umgebende Luft mit diesen angefüllt, so erlischt dasselbe schon lange zuvor, ehe sämmtlicher Sauerstoff verbraucht ist, es kann mithin keine vollständige Verbrennung stattfinden. Man muß demnach dem Feuer stets frische Luft zuführen, die aus der Verbrennung entstehenden Luftarten aber ableiten. Beide Zwecke werden gleichzeitig erreicht, wenn man dem Feuer genügenden Luftzug verschafft, ohne diesen hört die Verbrennung bald auf.

Versuch 85. Klebe ein Stückchen Talglicht auf einem Brettchen fest, zünde es an, stelle einen gewöhnlichen Lampencylinder darüber, und decke denselben oben zu: das Licht erlischt sehr bald, weil die durch die

Verbrennung entstandenen Luftarten nicht entweichen können und kein Sauerstoff hinzutritt.

Versuch 86. Wiederhole den vorigen Versuch, verdecke jedoch den Cylinder nicht, verklebe ihn aber unten ringsum mit Talg: wiederum erlischt das Licht nach kurzer Zeit, weil keine frische Luft von unten hinzutreten kann.

Bei unsern Lampen sind die Cylinder oben und unten offen, daher brennt das Licht fort. Hält man einen eben ausgeblasenen, noch rauchenden Wachsstock an die untere Oeffnung, so zieht der Rauch hinein; dasselbe sieht man bei dem Tabackrauchen in der Nähe einer Lampe; hält man den Wachsstock oben über den Cylinder, so steigt der Rauch empor. Es findet also eine Luftströmung statt. Durch die Flamme wird die vom Cylinder umschlossene Luft erhitzt, ausgedehnt und leichter gemacht; deshalb strömt die dichtere äußere Luft von unten in den luftverdünnten Raum. Ohne Cylinder verbreitet sich die heiße Luft nach allen Seiten hin, und es erfolgt keine so lebhafte Strömung, daher ist auch die Verbrennung langsamer und matter; je enger der Cylinder sein kann, ohne daß er durch die Hitze zersprengt wird, desto stärker ist der Luftzug, desto lebhafter auch die Verbrennung.

Denselben Nutzen, welchen der Cylinder bei den Lampen gewährt, hat der Schornstein bei dem Ofen. Je enger der Schornstein ist, desto stärker ist der Luftzug, desto vollkommener auch die Verbrennung. Daher sind die jetzt allgemein üblichen engen russischen Röhren weit vortheilhafter, als die weiten Rauchfänge.

Auf der Erfahrung, daß die Verbrennung aufhört, wenn der die Flamme umgebende Raum mit andern Gasen erfüllt wird, beruht die Methode, brennende Schornsteine zu löschen. Man zündet nämlich auf dem Heerde große Massen Schwefel an. Die dadurch erzeugte schwefelige Säure erfüllt den Schornstein, und macht, daß der brennende Ruß erlischt.

Man denke sich das gewöhnliche runde Docht eines Oel- oder Talglichtes in eine größere Fläche ausgebreitet, indem aus derselben Menge von Fäden ein dünnes, plattes Docht gemacht wird. Dieses wird der Luft eine viel größere Fläche darbieten, also ein vollkommneres Verbrennen bewirken; daher brennen solche bandförmige Dochte schneller an, geben helleres Licht, weniger Rauch, und lassen weniger Kohle (Schnuppe oder Lichtputze) zurück. Noch vollkommener erreicht man diesen Zweck bei den Argandschen Lampen, welche ein röhrenförmiges Docht haben.

Zuweilen kann ein Körper nicht vollständig verbrennen, obschon der erforderliche Sauerstoff vorhanden ist, wenn sich nämlich um den brennbaren Körper allmählig eine den ferneren Zutritt der Luft hindernde Hülle verbrannten Stoffes bildet. So wird z. B. ein eiserner Rost dadurch vor dem völligen Verbrennen geschützt, daß sich seine Oberfläche mit einer dichten Lage von Eisenoxyd überzieht, wodurch dem Sauerstoff der Zutritt zu dem innerhalb derselben befindlichen metallischen Eisen versperrt wird.

Die zweite zum Fortbrennen eines einmal entzündeten Körpers erforderliche Bedingung war: daß er erwärmt bleiben muß mindestens bis zu dem zu seiner Entzündung nothwendig gewesenen Wärmegrade.

In der Regel ist die durch die feurige Verbrennung entwickelte Wärme mehr als hinreichend, diese Temperatur aufrecht zu erhalten. Wird der brennende Körper aber bis unter diesen Wärmegrad abgekühlt, so erlischt er.

Versuch 87. Zünde ein großes Stück Stangenschwefel an einem Ende an: es erlischt bald, wenn man den entzündenden Körper entfernt. Wiederhole den Versuch mit einem kleinen Stückchen Schwefel: es brennt fort.

Die Ursache dieser auffallenden Erscheinung liegt in Folgendem. Schwefel bedarf zu seiner Entzündung einer hohen Temperatur (300°), und er ist zu gleicher Zeit ein guter Wärmeleiter. Ist nun das angezündete Stück groß, so verbreitet sich die Wärme schnell durch die ganze Masse, und reicht nicht mehr aus, die Verbrennung zu erhalten. Bei einem kleinen Stückchen Schwefel findet eine solche Wärmevertheilung natürlich nicht statt, daher brennt es fort.

Versuch 88. Lege eine glühende Kohle oder stelle ein Räucherkerzchen auf eine kalte, eiserne Platte: sie erlöschen, ohne auszubrennen. Auf einer Unterlage von Thon oder Holz aber brennen sie fort.

Ursache: Eisen ist ein vorzüglicher Wärmeleiter, es entzieht daher der Kohle rasch die zu ihrer Verbrennung erforderliche Wärme.

Versuch 89. Durchschneide die Flamme eines Lichtes mit einem feinen Drathnetze, z. B. mit dem Boden eines Drathsiebes, welches 400 bis 500 Oeffnungen auf einen Quadratzoll enthält: es geht nur Rauch durch die Oeffnungen des Netzes, aber keine Flamme. Diesen Rauch kann man mittelst eines brennenden Fidibus entzünden, denn er besteht aus den durch das Netz dringenden brennbaren Stoffen, denen beim

Durchgange durch dasselbe so viele Wärme entzogen wird, daß sie nicht fortbrennen können.

An Orten, wo Gasbeleuchtung stattfindet, kann man diesen Versuch auf eine noch interessantere Weise ausführen. Man hält ein solches Drathnetz vor einen Gasbrenner und öffnet dann den Hahn, so daß der Gasstrom durch das Netz hindurchgeht. Bringt man nun vor das Netz einen brennenden Körper, so brennt das Gas vor dem Netze, aber nicht hinter demselben.

Diese Beobachtungen führten den berühmten englischen Chemiker Davy zur Erfindung einer nach ihm benannten Sicherheitslampe, welche für die Arbeiter in Steinkohlengruben von höchster Wichtigkeit ist. Es bildet sich nämlich in vielen Kohlenbergwerken, besonders in England und Belgien, ein gefährliches Knallgas (schlagende Wetter, Schwaden), — siehe unten — welches sich unter einer heftigen, Alles zerschmetternden Explosion entzündet, sobald man mit einem brennenden Lichte hinzukommt. Eine solche Entzündung wird nun eben durch die Davy'schen Sicherheitslampen verhindert. Die Flamme ist in denselben von einem cylinderförmigen Drathnetze umgeben, welches gegen 800 Oeffnungen auf den Quadratzoll hat, und oben, wo es heiß wird, doppelt ist. Nachdem das Docht angezündet ist, wird die Drathhülle aufgesetzt, und braucht während der Arbeit in der Grube nicht wieder abgenommen zu werden, da sowohl das Putzen des Dochtes, als das Nachfüllen des Oeles von Außen geschieht. Das Knallgas kann nun bloß im Innern der Drathhülle verbrennen, ohne daß die Flamme durch den Drath hindurch das äußere Gas entzündet. — Da es zuweilen vorkam, daß eine Lampe durch Stickgase ausgelöscht wurde, und daß sich dann der Bergmann in den unterirdischen Gängen nicht zurecht finden konnte, so brachte Davy über der Lichtflamme noch ein Büschel feinen Platindrath an, der einmal ins Glühen gekommen, auch nach dem Erlöschen der Lampe noch eine Zeitlang so hell glüht, daß man bei seinem Scheine einigermaßen sehen kann.

Fig. 26.



Wie man sich eine solche Glühlampe anfertigen kann, zeigt:

Versuch 90. Man bilde eine Spirale aus einem dünnen Platinadrathe, indem man ihn um einen Stift wickelt und dann von diesem abzieht. Macht man ihn nun in einer Weingeistflamme weißglühend, und hält ihn in ein erwärmtes Glas, in welchem sich etwas starker Weingeist befindet, so glüht er in dem Weingeistdampfe fort, indem der Weingeist langsam verbrennt, wobei genügende Wärme entwickelt wird, um den Drath glühend zu erhalten.

Als die Produkte der vollständigen Verbrennung kennen wir Kohlensäure und Wasserdampf. Beide sind geruchlos. Geschieht aber die Verbrennung eines Körpers unvollständig, so entstehen gewöhnlich sehr übelriechende Produkte, — man denke nur an das Anbrennen der Milch, an das Versengen der Haare oder Federn, an das Glimmen eines wollenen Lappens oder eines Dochtes.

Versuch 91. Man blase ein Talglicht aus, welches eine lange Putze (Schnuppe) hat: es steigt ein übelriechender Rauch auf, den man selbst in einiger Entfernung von dem Dochte mittelst eines Fidibus wieder anzünden kann. Dieser Rauch besteht aus halbverbrannten Stoffen; der üble Geruch verschwindet bei seiner vollständigen Verbrennung.

Wenn ein verbrennender Körper nicht luftförmig ist, auch bei der Verbrennung nicht luftförmig wird, so glühet er bei der Verbrennung. Hat er aber an sich schon Luftform oder erhält er dieselbe bei der Erhitzung, so erscheint eine Flamme. Diese ist mithin nichts anderes, als glühendes Gas. Die Leuchtkraft erhält die Flamme durch feste Theilchen, welche in ihr befindlich und bis zum Weißglühen erhitzt sind. Eine Flamme ohne solche feste Theilchen leuchtet schwach, wenn sie auch einen sehr hohen Grad von Hitze besitzt. Die Wasserstoff-Flamme ist ein Beispiel hierzu. Bei unsern gewöhnlichen Leuchtmaterialien bestehen die erwähnten festen Theilchen aus Kohlenstoff. Ist dieser nur bis zum Rothglühen erhitzt, so brennt die Flamme röthlich und trübe; ist er zum Weißglühen gelangt, so erscheint auch die Flamme weiß und hell. Daß es feste Körper sind, durch welche die Flamme ihre Leuchtkraft erhält, zeigt

Versuch 92. Man halte in die bekanntlich nur schwach leuchtende Weingeistflamme einen dünnen Drath: sobald er weiß glüht, leuchtet die Flamme hell.

Ihre spitzige Form erhält die Flamme durch das Aufsteigen der erhitzten Gase, und durch das Herbeiströmen der kalten Luft von unten.

Mittelst eines Blasebalges oder eines Gebläses bringt man einen verdichteten, also in einem engen Raume mehr Sauerstoff

enthaltenden Luftstrom in die Flamme, welche dadurch angefacht und verstärkt wird.

Für chemische Versuche im Kleinen so wie bei dem Löthen der Metalle leistet das Löthrohr dieselben Dienste. Es ist dies eine gekrümmte oder im rechten Winkel gebogene Röhre, in deren weiteres Ende der

Fig. 27.

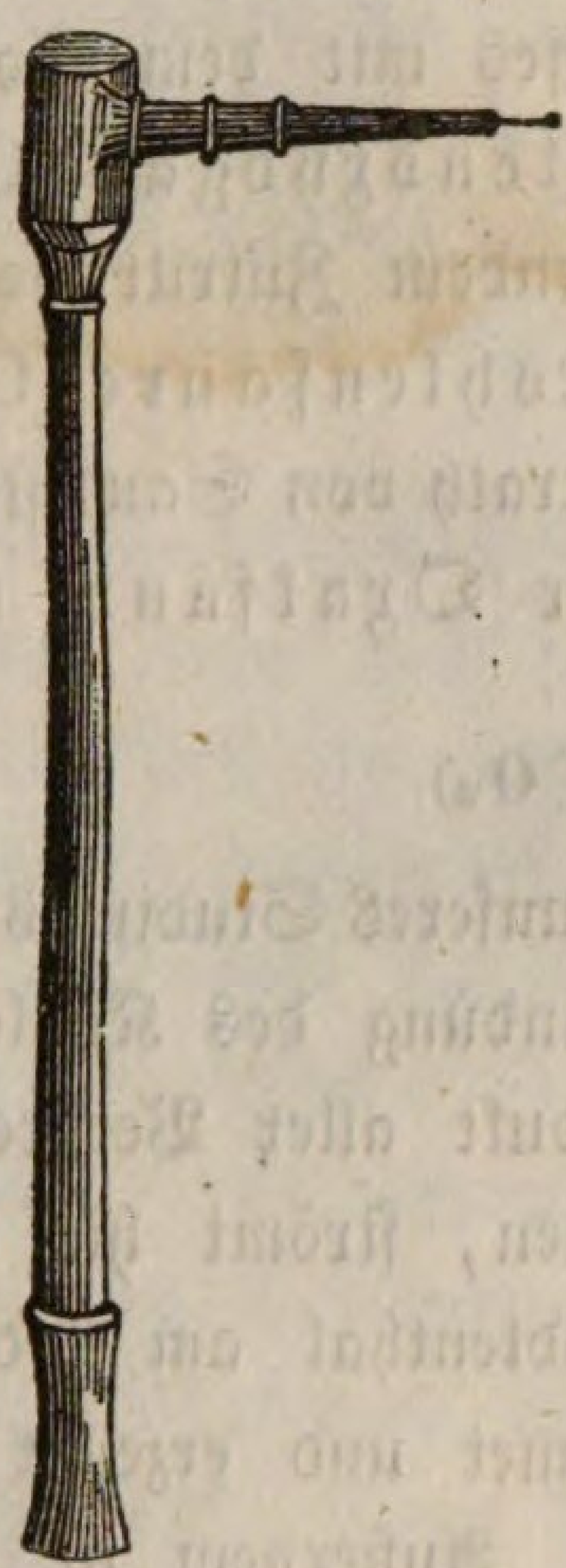
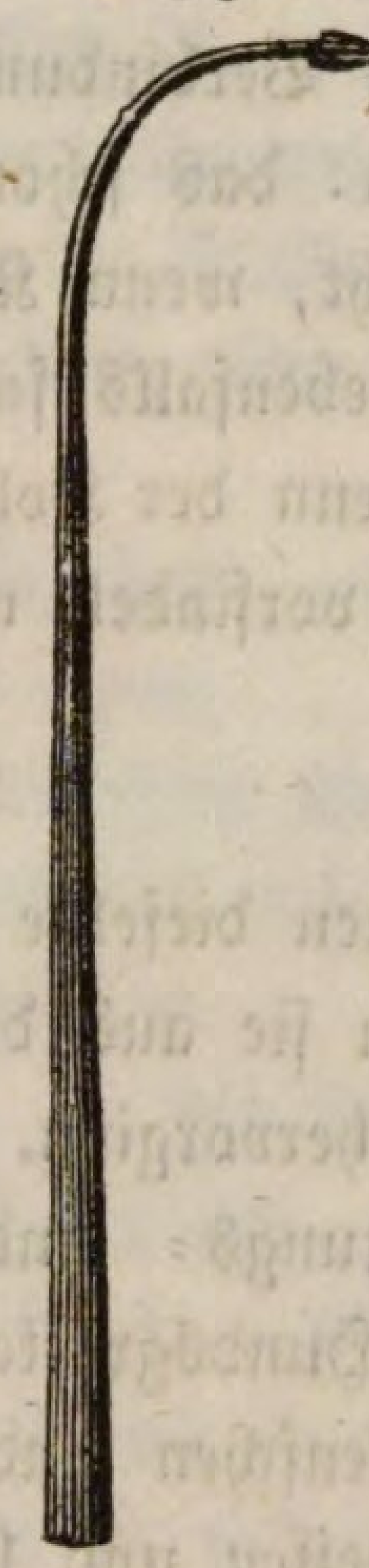


Fig. 28.



Experimentirende mit dem Munde Luft einbläset, welche durch die am andern Ende befindliche sehr feine Oeffnung in einem dünnen Strome zur Flamme gelangt. Das Blasen mit dem Löthrohre erfordert eine eigne Uebung, denn wenn der Luftstrom, wie es nothwendig ist, ununterbrochen fortgehen soll, so muß man durch die Nase athmen. Da das Löthrohr starke Hitze aushalten muß, so versieht man es in der Regel mit einer Platinspitze, durch deren Oeffnung das Gas ausströmt.

Die Löthrohrflamme besteht aus zwei deutlich zu unterscheidenden Lichtkegeln. In dem bläulich gefärbten inneren befinden sich noch unverbrannte Kohlentheile, welche erst an der Spitze des gelben äußeren Kegels zu vollständiger Verbrennung gelangen. Läßt man nun die innere Flamme auf ein Metalloxyd, z. B. Kupferoxyd einwirken, so verbindet sich der Sauerstoff des Oxydes mit dem glühenden Kohlenstoff der Flamme zu Kohlenoxyd oder Kohlensäure, und man erhält das reine Metall, das Oxyd wird mithin entsauerstofft (desoxydirt) oder in den metallischen

Zustand zurückgeführt (reducirt), daher heißt diese innere Flamme die Reductionsflamme; die äußere Flamme hingegen führt den Körpern Sauerstoff zu, oxydirt sie also, und heißt deshalb Oxydationsflamme.

4. Chemische Verbindungen des Kohlenstoffes.

a) Kohlenstoff und Sauerstoff.

Unter den Verbindungen des Kohlenstoffes mit dem Sauerstoff sind die wichtigsten: das schon besprochene Kohlenoxydgas (CO), welches allemal entsteht, wenn Kohlen bei ungenügendem Zutritt von Luft verbrennen; die ebenfalls schon oft erwähnte Kohlensäure (CO_2), welche sich bildet, wenn der Kohlenstoff reichen Vorrath von Sauerstoff bei seiner Verbrennung vorfindet, und die Klee- oder Oxalsäure (C_2O_3).

Die Kohlensäure (CO_2).

Wir lernten dieselbe bald im Anfange unseres Studiums (Versuch 3.) kennen, indem sie aus der chemischen Verbindung des Kohlenstoffes und Sauerstoffes hervorging. Sie ist ein Produkt aller Verbrennungen unserer Beleuchtungs- und Heizungsmaterialien, strömt hie und da aus Erdspalten (Hundsgrotte bei Neapel, Todtenthal am todten Meere), wird von Menschen und Thieren ausgeathmet und erzeugt sich bei den Gährungsprozessen und bei der Verwesung. Außerdem ist sie in vielen Mineralien enthalten, namentlich ist sie im Kalkstein, Marmor und in der Kreide an Kalk (Calcium-Oxyd) gebunden.

Bei der außerordentlich großen Menge von Kohlensäure, welche täglich in die Atmosphäre aufgenommen wird, müßte diese binnen kurzer Zeit von ihr erfüllt und zum Athmen untauglich gemacht werden. Dennoch ist die atmosphärische Luft keineswegs reich an Kohlensäure; im Durchschnitte beträgt letztere etwa $1/_{1000}$ des Volumens der ersteren. Wie ist dies möglich? Die Weisheit des Schöpfers hat dafür gesorgt, daß die in die Atmosphäre strömende Kohlensäure wieder verbraucht wird. Dies geschieht durch die Pflanzen, deren grüne Theile, so lange das Sonnenlicht auf sie einwirkt, die Kohlensäure aus der Luft begierig einsaugen, dieselbe zersetzen, den Kohlenstoff, dessen sie zu ihrem Wachsthum bedürfen, zurückhalten, und den für das Leben der Menschen und Thiere erforderlichen Sauerstoff wieder aushauchen. So empfängt auch in diesem Falle, wie in früher betrachteten, die Pflanzenwelt ihre Bedürfnisse von der Thierwelt und umgekehrt.

Da die Kohlensäure eine schwache Säure ist, insofern sie aus ihren Salzen fast durch jede andere Säure schon bei gewöhnlicher Temperatur ausgetrieben wird, so ist ihre Darstellung sehr leicht und einfach.

Versuch 93. In einem Fläschchen übergieße man einige Stücke Kreide (kohlensauren Kalk) mit verdünnter Schwefel-, Salpeter- oder Salzsäure: die Kohlensäure entweicht unter Brausen und wird in Flaschen über Wasser aufgefangen.

In der Entwickelungsflasche erhält man natürlich je nach der angewendeten Säure: schwefelsauren Kalk (Gyps) oder salpetersauren Kalk oder Chlorcalcium (salzsauren Kalk). Ersterer ist im Wasser unlöslich, letztere beide sind löslich und krystallisiren bei dem Eindampfen der Flüssigkeit.

Die in den Auffangeflaschen gesammelte Kohlensäure zeigt folgende Eigenschaften, von denen man sich leicht überzeugen kann.

1) Sie ist ein farbloses Gas von schwach säuerlichem Geruche, und röthet feuchtes Probirpapier, welches aber an der Luft bald wieder blau wird, weil die Kohlensäure rasch verfliegt.

2) Sie ist weder selbst brennbar, noch vermag sie die Verbrennung zu unterhalten, ein brennender Span erlischt sogleich, wenn man ihn in eine mit Kohlensäure gefüllte Flasche taucht. Ebensowenig ist sie zum Einathmen für Menschen und Thiere tauglich, und schon Viele haben ihren Tod gefunden, wenn sie sich unvorsichtig in Räume wagten, die mit ihr gefüllt waren, z. B. in Keller, worin Most gährt, in lange verschlossen oder verfallen gewesene unterirdische Gänge, alte Brunnen ohne Wasser u. s. w. Ein sicheres Mittel zur Prüfung solcher verdächtiger Räume ist ein brennendes Licht, welches man an einer Schnur in sie hinabläßt. Brennt dasselbe ruhig fort, so ist keine Gefahr vorhanden, wird es aber matt oder erlischt, so darf man den Ort nicht betreten. Um einen solchen Raum schnell zu reinigen, wirft man gelöschten Kalk in hinreichender Menge in denselben; indem sich derselbe begierig mit der Kohlensäure verbindet, wird die Luft wieder athembar.

3) Die Kohlensäure ist $1^1/_2$mal so schwer als die atmosphärische Luft, senkt sich also in dieser zuerst nieder, und man kann das Gas aus einer mit demselben gefüllten Flasche in eine andre nur atmosphärische Luft enthaltende bringen, wenn man jene über diese stürzt. Auch kann man mit einer Kohlensäure enthaltenden — also scheinbar leeren — Flasche ein Licht ausgießen. Vermöge der früher

besprochenen Diffusion der Gase mischt sich aber die schwerere Kohlensäure dennoch allmählig mit der leichteren Luft, und sie verschwindet daher aus offnen Gefäßen.

4) Das beste Reagens auf Kohlensäure ist Kalkwasser. Gießt man solches in eine mit Kohlensäure gefüllte Flasche, so wird es trübe und milchicht, denn es schlägt sich kohlensaurer Kalk nieder, der im Wasser unlöslich ist. Wohl aber löset sich der kohlensaure Kalk im Wasser, welches reich an Kohlensäure ist. Dahin gehören alle Quellwasser, und dieselben verdanken eben ihrem Gehalt an Kohlensäure ihre erfrischende Kraft. Steht solches Wasser lange in offnen Gefäßen, so wird es, indem die Kohlensäure entweicht, matt und schal. Gesundbrunnen, welche sehr reich an Kohlensäure sind, z. B. Selterwasser, haben wir schon früher als Säuerlinge oder Sauerbrunnen kennen gelernt. Während die Kohlensäure, wenn sie eingeathmet wird, die Thätigkeit der Lungen lähmt, befördert sie im Gegentheile, wenn sie in den Magen gelangt, dessen Thätigkeit außerordentlich, und kohlensaure Getränke sind höchst erquickend. Leitet man Kohlensäure ins Wasser, so wird sie bei gewöhnlichem Luftdrucke nur in geringem Maaße von demselben aufgenommen, in großer Menge aber bei verstärktem Luftdrucke. Auf diese Weise bereitet man schäumende (moussirende) Getränke, z. B. den Champagner. Damit das bei der Gährung entstehende kohlensaure Gas nicht entweiche, läßt man die Gährung nicht in Fässern, sondern in wohlverwahrten Flaschen vor sich gehen, von denen allerdings ein großer Theil durch das sich häufende Gas zersprengt wird. Sobald man den Stöpsel einer solchen Flasche öffnet, entweicht die überschüssige Kohlensäure und bewirkt das Schäumen. (S. Pflanzenchemie Kap. 10, 2. b.) In geringerem Grade zeigt sich dieselbe Erscheinung bei dem Flaschenbiere.

Versuch 94. Löset man doppelt kohlensaures Natron ($NaO, 2CO_2$) in Wasser auf, und schüttet dann gleichviel Weinsteinsäure hinzu, so verbindet sich diese mit dem Natron, die Kohlensäure wird frei und entweicht brausend. Auch kann man die beiden Stoffe trocken mischen, die Zersetzung erfolgt erst, wenn man das Gemisch ins Wasser schüttet (Brausepulver).

In beiden Fällen erhält man ein liebliches, kühlendes Getränk. Da man aber dabei zugleich einen unangenehmen Ballast von Salz in den

Magen bekommt, so hat man besondere Apparate zur Bildung kohlensaurer Getränke construirt. Die dazu bestimmten Gefäße haben über ihrem massiven Boden noch einen zweiten von Haarröhrchen durchzogenen. Im unteren Raume werden die zur Entbindung der Kohlensäure dienenden Stoffe gelöset, im oberen befindet sich das zu säuernde Getränk, in welches die Kohlensäure durch die Haarröhrchen aufsteigt.

Zur künstlichen Nachbildung der arzneilichen Mineralwässer (nach dem Erfinder der Methode Struve'sche Mineralwässer genannt) giebt es an verschiedenen Orten Fabriken.

Schließlich sei noch bemerkt, daß die Kohlensäure kein permanentes Gas ist, indem sie durch starken Druck bei großer Kälte in eine Flüssigkeit verwandelt, ja sogar in starrer Form als ein schnee- oder eisartiger Körper dargestellt werden kann. Die flüssige Kohlensäure verdunstet in der Wärme außerordentlich schnell, und dehnt sich dabei so heftig aus, daß man schon versucht hat, sie statt des Wasserdampfes als bewegende Kraft anzuwenden. Zugleich entsteht bei ihrer Rückkehr in die Gasform eine Verdunstungskälte von beinahe — 100°.

Die Klee- oder Oxalsäure (HO, C_2O_3)

erhält man, wenn man eine Zuckerlösung mit Salpetersäure erhitzt, und zwar erscheint sie bei der Abkühlung der Flüssigkeit in säulenförmigen Krystallen. Sie ist giftig und dient unter Anderm zur Entfernung der Dintenflecke aus der Wäsche, indem sie mit dem einen Hauptheil der Dinte ausmachenden Eisenoxydul ein lösliches Salz bildet. Entzieht man ihr durch Schwefelsäure das Hydratwasser, so zerfällt sie in Kohlensäure (CO_2) und Kohlenoxyd (CO). Sie kommt im Pflanzenreiche fertig gebildet vor, besonders mit Kali verbunden im Sauerklee (Oxalis), von dem sie auch den Namen hat, ist also auch eine organische Säure. (Siehe Haupttheil II. Abschnitt I. Kapitel 6.)

b) Kohlenstoff und Wasserstoff.

Mit dem Wasserstoff bildet der Kohlenstoff besonders zwei wichtige Verbindungen: das leichte Kohlenwasserstoffgas (C_2H_4) und das schwere Kohlenwasserstoffgas (C_4H_4), welche beide zusammengemischt das gegenwärtig zur Beleuchtung der größeren Städte angewendete Leuchtgas ausmachen.

Das leichte Kohlenwasserstoffgas ($C_2 H_4$)

erzeugt sich in Sümpfen und Mooren bei der Verwesung organischer Produkte und heißt deshalb auch Sumpfgas; ebenso befindet es sich oft in den Klüften der Steinkohlenflötze, und verderbt die Luft in den Bergwerken, weshalb man es auch Grubengas nennt. Wenn es sich mit atmosphärischer Luft mischt und angezündet wird, so verursacht es fürchterliche Explosionen, die schon gar manchem Bergmanne das Leben geraubt haben. Die Bergleute nennen es schlagendes Wetter oder feurigen Schwaden; durch die Davysche Sicherheitslampe werden sie vor demselben geschützt. (S. oben Versuch 89.)

Man kann es darstellen, indem man 2 Theile krystallisirtes essigsaures Natron, 2 Theile Aetzkali und 3 Theile gebrannten Kalk mengt, das Gemenge mit Wasser übergießt, erhitzt, und das Gas in bekannter Weise (wie Versuch 1.) auffängt. Mit geringerer Mühe kann man es in Sümpfen in großer Menge sammeln.

Versuch 95. Man bohre mit einem Stabe in den Schlamm eines Sumpfes, und fange die aufsteigenden Luftblasen in einer darüber gehaltenen mit Wasser gefüllten Flasche auf, in welche man, während ihre Mündung noch unter Wasser ist, etwas gelöschten Kalk bringt, worauf man sie unter Wasser verkorkt. Der Kalk schluckt die gewöhnlich vorhandene Kohlensäure ein, und man hat nun in der Flasche das leichte Kohlenwasserstoffgas. Oeffnet man dieselbe und bringt ein brennendes Licht an die Mündung, so entzündet sich das Gas und brennt mit wenig leuchtender Flamme. Indem man Wasser in die Flasche gießt, treibt man das Gas in die Höhe, damit es vollständig verbrennt.

Das schwere Kohlenwasserstoffgas ($C_4 H_4$).

Es heißt auch ölbildendes oder Elaylgas, weil es, mit feuchtem Chlorgas zusammengebracht, sich mit diesem zu einer ölartigen, süß riechenden und schmeckenden Flüssigkeit (holländische Flüssigkeit, Oel des ölbildenden Gases oder Chlorelayl, $C_4 H_4 Cl_2$) vereinigt. Die Darstellung des Elaylgases zeigt

Versuch 96. Man mische in einem starken, in ein Becken mit Wasser gestellten Glase ein Loth Weingeist mit $3\frac{1}{2}$—4 Loth concentrirter englischer Schwefelsäure, indem man letztere sehr allmählig und unter stetem Umrühren zusetzt. Es entsteht eine heftige Erhitzung des Gemisches. Sobald dasselbe erkaltet ist, gießt man es in ein Kochfläschchen

und erwärmt dieses vorsichtig im Sandbade: es entweicht das oben genannte Gas, $C_4 H_4$, welches wie bei Versuch 1. in mit Wasser gefüllten Flaschen aufgefangen wird. Zündet man es an, und gießt, wie bei dem vorigen Versuche, Wasser in die Flasche, um das Gas herauszutreiben, so brennt es, aber nicht wie das Grubengas schwach und bleich, sondern mit sehr schöner, hell leuchtender Flamme.

Weingeist (Weinalkohol) — ein Stoff, der in das Gebiet der organischen Chemie gehört, ist $= C_4 H_6 O_2$; die nach Wasser begierige Schwefelsäure entzieht dem Weingeist $H_2 O_2$ ($= 2 HO$), um sich zu wässern, und es bleibt das gasförmige $C_4 H_4$ übrig.

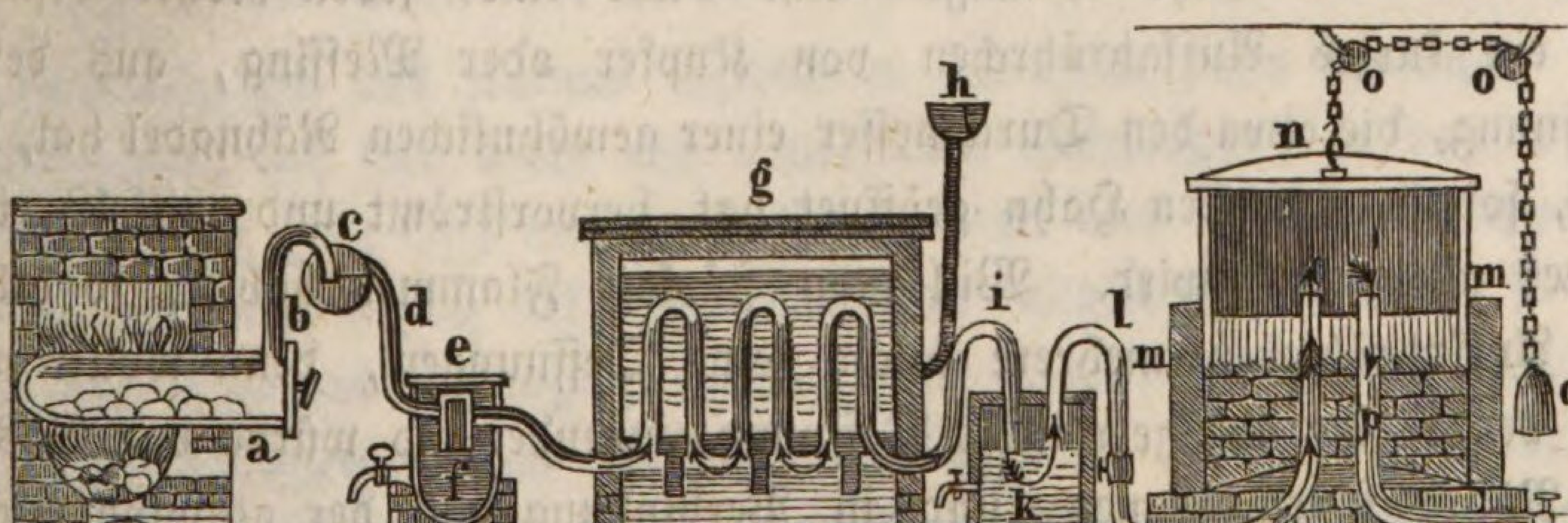
Das Leuchtgas ($C_4 H_4 + C_2 H_4$).

Das Leuchtgas, womit man viele Städte erleuchtet, ist ein Gemisch der beiden vorstehend betrachteten Gase, und brennt natürlich um so schöner und reiner, je reicher es an ölbildendem Gase ist; in der Regel aber enthält das Leuchtgas weit mehr (60 bis 80 Procent) von dem schwach leuchtenden Sumpf- oder Grubengase.

Die Darstellung des Leuchtgases geschieht in den Gasbereitungsanstalten. Man erhält es durch trockne Destillation der Steinkohlen, doch kann man es auch aus Braunkohlen, Harzen, fetten Oelen und Holz gewinnen.

Die Zeichnung erläutert das Verfahren bei der Bereitung des Steinkohlengases. Die röhrenförmige, gußeiserne Retorte a wird mit Steinkohlen gefüllt und mit einem eisernen Deckel gut verschlossen; die Fugen

Fig. 29.



werden mit Lehm verschmiert. Wird nun die Retorte in dem Feuer eines Ofens zum Glühen gebracht, so entwickelt sich das Leuchtgas und steigt nebst anderen dampfförmig gewordenen, namentlich öligen und harzigen Stoffen durch die Röhre b in ein mit Wasser gefülltes kugelförmiges Gefäß c, wo sich ein Theil des Steinkohlentheeres absetzt. Die

Röhre d führt es dann in die aus einem hölzernen oder eisernen Behälter bestehende Theercisterne e, worin sich durch das kurze Rohr f der Steinkohlentheer sammelt. Nun gelangt das Gas in den Kühlapparat (Refrigerator) g. Dieser wird durch das Rohr h mit kaltem Wasser gefüllt, und hier setzen sich bei dem Durchgange durch die mehrmals auf und nieder gehende, vom Wasser umspülte Röhre alle Wasserdämpfe ab. Nunmehr gelangt das Gas durch die Röhre i in den mit Kalkmilch gefüllten Kalkbehälter oder Reinigungsapparat k. Der Durchgang des Gases durch den Kalk befreit dasselbe namentlich von der Kohlensäure, und macht es zum Gebrauche tauglich. Das gereinigte Gas steigt aus dem Kalkbehälter empor, und wird durch die Röhre l in den Gasometer m m geführt. Dieser besteht aus einem großen mit Wasser gefüllten Gefäße, und einem aus Eisen- oder Kupferblech angefertigten umgekehrten Cylinder, dem Gasbehälter n, dessen untere offene Mündung stets unter dem Wasserspiegel bleiben muß, um das Entweichen des in ihm sich sammelnden Gases zu verhindern. Dieser gleichsam einen schwebenden Deckel vorstellende Gasbehälter n hängt an Seilen oder Ketten, welche über die Rollen o o hinweggehen, und an ihrem Ende ein Gegengewicht q haben, welches dem Deckel das Gleichgewicht hält. Schließt man nun den Hahn in der Röhre l, um das Zurückströmen des Gases zu verhindern, so wird dieses vermöge des Druckes des Deckels in die Röhre p getrieben, und strömt, wenn der Hahn r geöffnet ist, in die unter der Erde liegenden metallnen Röhren, welche an die zu erleuchtenden Orte führen. Jede derselben hat einen Hahn, damit das Gas nicht ausströmt, wenn man kein Licht verlangt. Am Ende einer jeden Röhre befindet sich ein kurzes Aufsatzröhrchen von Kupfer oder Messing, aus dessen Oeffnung, die etwa den Durchmesser einer gewöhnlichen Nähnadel hat, das Gas, sobald man den Hahn geöffnet hat, hervorströmt und mittelst eines Lichtes angezündet wird. Will man stärkere Flammen haben, so erhält das Aufsatzröhrchen mehrere solche feine Oeffnungen, denn wollte man statt deren eine einzige weitere Oeffnung anwenden, so würde das Gas in die Röhre hineinbrennen, und in Verbindung mit der atmosphärischen Luft ein heftige Explosionen bewirkendes Knallgas geben. Dieselbe Gefahr findet statt, wenn man nach dem Verlöschen einer Gasflamme das Schließen des Hahnes vergißt, denn dann füllt sich allmählig der ganze Raum mit Knallgas, und sobald Jemand mit einem brennenden Licht hineintritt, erfolgt die fürchterlichste Explosion, in Folge deren schon ganze Häuser zerschmettert und Menschen getödtet worden sind. Indem man

den Aufsatzröhren verschiedene Formen giebt, erhält man auch verschiedenartig gestaltete und gerichtete Flammen, z. B. Sterne, Blumen u. s. w.

Der Rückstand in der Retorte besteht aus den schon besprochenen Coaks, welche, wie der Steinkohlentheer, mannigfachen Nutzen gewähren.

Destillirt man Holz in derselben Weise, wie die Steinkohlen, so gewinnt man ebenfalls Leuchtgas, zugleich aber auch den Holzessig, eine gelbliche, saure Flüssigkeit. Bei steigender Erhitzung wird das Destillat immer dunkler, öliger und consistenter, so daß es zuletzt kaum noch aus dem Halse des Destillationsgefäßes auszufließen vermag, und heißt dann Holztheer; in der Retorte erhält man Holzkohle.

Holzessig, Holz- und Steinkohlentheer erhalten ihren unangenehmen Geruch durch die in ihnen enthaltenen flüchtigen Stoffe, welche man brenzliche oder empyreumatische Oele nennt. Ausführlicheres hierüber wird in der organischen Chemie mitgetheilt werden.

c) Kohlenstoff und Stickstoff.

Wenn man ein Gemenge von Kohlenstoff und Kalium (oder auch Potasche d. i. kohlensaures Kali) heftig glüht, und nun Stickstoff hinzuführt, so zwingt das nach der Vereinigung mit einem ihm gegensätzlichen Elemente verlangende Kalium den Kohlenstoff und Stickstoff zur Bildung eines solchen Gegensatzes, und es entsteht eine Kohlenstickstoff-Verbindung,

das Cyan oder der Blaustoff ($C_2 N$ oder auch Cy),

mit welchem sich das Kalium sogleich zu Cyankalium vereinigt. Vom Kalium läßt sich das Cyan auf Quecksilber übertragen, so daß Cyanquecksilber (Hg Cy) entsteht. Erhitzt man dies in einem Apparate, wie er zur Gewinnung des Sauerstoffgases angewendet wurde, so kann man das Cyangas auffangen, während das Quecksilber zurückbleibt.

Das Cyangas ist eine farblose, die Augen zu Thränen reizende, die Kehle zusammenschnürende Luftart von stechendem Geruche, welche sich im Wasser wenig löset, dagegen entzündlich ist und mit schöner rothvioletter Flamme brennt.

Das Cyan ist darum einer der merkwürdigsten chemischen Körper, weil es, obschon aus zwei Elementen zusammengesetzt, sich dennoch ganz und gar so verhält, als wäre es ein einfacher Körper, ein Element, weshalb man es auch mit einem einfachen Zeichen, Cy, anzudeuten pflegt; und zwar stimmt es in seinen Eigenschaften völlig mit den Halogenen

Fluor, Chlor, Jod und Brom überein, so daß es als das fünfte Glied dieser Familie betrachtet werden kann. Diese Uebereinstimmung zeigt sich in folgenden Punkten.

1) Es erleidet durch den Sauerstoff die Oxydation, wobei sich eine Sauerstoffsäure, die Cyansäure (Cy O), bildet. Von ganz gleicher Zusammensetzung und doch durch ganz besondere Eigenschaften ausgezeichnet ist die Knallsäure ($Cy_2 O_2$). Mittelst derselben wird das Knallsilber und Knallquecksilber gebildet, indem man Silber oder Quecksilber in viel Salpetersäure auflöset und dann zu der erwärmten Flüssigkeit etwas Weingeist hinzufügt. Es entsteht nach einiger Zeit plötzlich ein heftiges Aufschäumen und es scheiden sich Knallsilber oder Knallquecksilber in sehr kleinen, harten, weißen Krystallen aus. Mit Knallquecksilber bereitet man Knallbonbons, auch füllt man mit demselben, indem man es mit Schwefel und Salpeter mengt, die Zündkapseln der Percussionsgewehre, in deren jede nur 1/2 Gran kommt. Die Explosion rührt von dem bei einem Schlage oder bei Erwärmung plötzlich frei werdenden und sich in einen viel tausendfach größeren Raum ausdehnenden Stickstoff her.

2) Das Cyan vermag hingegen andere Elemente, namentlich die Metalle, zu verbrennen, wobei Cyanmetalle entstehen. Erhitzt man z. B. Kalium im Cyangase, so entzündet es sich wie im Sauerstoffgase, und verbrennt zu Cyankalium.

3) Es kann sich in verschiedenen Proportionen mit den Metallen verbinden, so daß es Cyanüre und Cyanide giebt.

4) Es säuert den Wasserstoff und bildet mit diesem den

Cyanwasserstoff oder die Blausäure (**H Cy** oder **H C_2 N**).

Diese fürchterlich giftige Säure, von der wenige Tropfen schon ein kleines Thier tödten, wird aus Cyankalium mittelst der Schwefelsäure dargestellt, und das sich entwickelnde Gas wird von dem Wasser der Vorlage aufgenommen, wodurch man flüssige Blausäure erhält. Dies ist eine farblose, betäubend riechende Flüssigkeit, welche aber im verdünnten Zustande angenehm nach bittern Mandeln riecht. Sie erzeugt sich auch in geringer Menge, wenn die Kerne bittrer Mandeln oder Pflaumen-, Kirsch- oder Pfirsichkerne zerstoßen, mit Wasser zu einem Brei angerührt und warm gestellt werden; daher sind diese Kerne für manche kleine Thiere, z. B. die Eichhörnchen, tödtlich.

Wie schon bemerkt, ist die Blausäure farblos. Ihren Namen hat sie davon, daß eine Verbindung des Cyans mit dem Eisen, das Eisencyanürcyanid ($3 Fe Cy + 2 Fe_2 Cy_3$) einen prachtvollen blauen Farbestoff, das Berliner- oder Pariserblau giebt. (Siehe unter: Eisen.) Cyanos heißt blau.

d) Kohlenstoff und Schwefel.

Diese Verbindung wurde bereits bei dem Schwefel besprochen.

Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Kohlenstoff heißen organogene Metalloide, d. h. solche, welche die Thier- und Pflanzenkörper bilden, und zwar ist der Sauerstoff ein Oxygenoid, die drei übrigen genannten Elemente sind Hydrogenoide.

Es bleiben uns nunmehr noch drei Metalloide zu betrachten, Phosphor, Bor und Kiesel, welche nebst den bereits besprochenen Elementen Fluor, Chlor, Jod, Brom, Schwefel, Selen und Tellur vorzüglich mineralische Körper bilden.

Siebentes Kapitel.

Der Phosphor.

(Lateinisch: Phosphorus; chemisches Zeichen: P; specifisches Gewicht $1^3/_4$; Aequivalent oder Mischungsgewicht $392^1/_2$ oder in runder Zahl 400.)

1. Darstellung des Phosphor.

Bekanntlich gab es eine Zeit, in welcher viele Menschen bemüht waren, Gold zu machen. Unglaubliche Summen wurden zu solchen Versuchen verwendet, von deren Fruchtlosigkeit wir sofort überzeugt sind, wenn wir bedenken, daß Gold ein Element, also nicht aus verschiedenen Stoffen zusammengesetzt, folglich auch nicht aus solchen zusammensetzbar ist. Dennoch verdanken wir jenen Goldmachern einige unschätzbare Entdeckungen. Böttcher fand die Porzellanerde, als er eine feuerfeste Masse zu Schmelztiegeln suchte; Kaufmann Brand in Hamburg war der erste, welcher den Phosphor darstellte. Er unterzog im

Jahre 1669 eingedickten Harn, mit Sand und Kohle vermischt, der trocknen Destillation, und erhielt einen bis dahin unbekannten, im Dunklen leuchtenden Körper, den er wegen dieser Eigenschaft: **Phosphorus** d. i. Lichtträger nannte. Im Harn ist nämlich ein phosphorsaures Salz enthalten. Der Phosphorsäure (PO_5), welche wir schon bei Versuch 5. kennen lernten, wird, wenn sie mit glühender Kohle zusammenkommt, durch diese der Sauerstoff entzogen, und der Phosphor wird frei.

Der Phosphor kommt in der Natur im reinen Zustande nicht vor, er ist vielmehr allezeit mit dem Sauerstoffe zu Phosphorsäure, und diese ist wiederum mit einer Base zu einem phosphorsauren Salze verbunden, wie dies so eben hinsichtlich des Urins auseinander gesetzt wurde. Gegenwärtig gewinnt man den Phosphor in der Regel aus Knochen. Diese bestehen außer einer organischen Masse, dem Leim, aus phosphorsaurem Kalk. Nun hat aber der Kalk eine größere Verwandtschaft (Affinität) zur Schwefelsäure; übergießt man daher *pulverisirte* Knochen, die man zuvor gebrannt hat, um die Leimsubstanz zu entfernen, mit Schwefelsäure, so verbindet sich diese mit dem Kalk zu schwefelsaurem Kalk (Gyps) und die Phosphorsäure wird frei. Vermischt man nun diese mit Kohle in einem Destillir-Apparate, so vereinigt sich letztere mit dem Sauerstoff der Phosphorsäure zu Kohlensäure, und der frei gewordene Phosphor destillirt in die Vorlage hinüber, welche zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist. Behufs seiner Reinigung wird der Phosphor unter heißem Wasser durch poröses Leder gepreßt, und in Stangen geformt, welche man unter Wasser aufbewahrt.

Woher empfängt aber der menschliche und thierische Körper die besonders zur Knochenbildung erforderliche Phosphorsäure? — Im Mineralreiche sind phosphorsaure Salze, besonders phosphorsaurer Kalk, sehr verbreitet, werden von dem kohlensäurehaltigen Wasser des Erdreichs aufgelöset, und von den Pflanzen, insbesondre vom Getreide und den Hülsenfrüchten aufgenommen. Indem Menschen und Thiere diese genießen, nehmen sie natürlich zugleich die Phosphorsäure in sich auf. Die Pflanzen bedürfen besonders zur Samenbildung der phosphorsauren Salze, daher düngt man Aecker mit Knochenmehl, um den Körnerertrag zu erhöhen.

2. Eigenschaften des Phosphor.

Der Phosphor muß mit der größten Vorsicht behandelt werden, weil er außerordentlich leicht entzündlich ist. Schon in der warmen

Hand kann er zum Brennen kommen, und verursacht dann fürchterlich schmerzhafte und schwer zu heilende Wunden. Man zerschneide ihn daher stets unter Wasser, und fasse ihn am liebsten niemals mit der bloßen Hand an, sondern mit einer Zange oder Pincette oder mittelst einer Nadel.

Höchst merkwürdig ist die Dimorphie des Phosphors. Derselbe kommt nämlich in zwei verschiedenen Formen vor, welche sich schon durch ihre Farbe unterscheiden, nämlich als farbloser und als rother Phosphor. Der erstere ist der gewöhnlichere.

Der farblose Phosphor wird bei längerem Aufbewahren unter Wasser etwas gelblich, und überzieht sich mit einer wasserhaltigen Rinde. Im Winter ist er spröde, im Sommer biegsam, wie Wachs. Er raucht an der Luft unter Verbreitung eines unangenehmen knoblauchartigen Geruches, fängt leicht Feuer und verbrennt dann zu Phosphorsäure unter Zurücklassung eines rothen Rückstandes, welcher ein Gemisch von Phosphorsäure und rothem Phosphor ist. Er ist im Wasser unlöslich, sehr wenig löslich im reinsten Weingeist und im Aether, löslicher in Oelen, sehr löslich im Schwefelkohlenstoff.

Den rothen Phosphor gewinnt man durch Erhitzen des farblosen bis auf $+ 226^0$ in sauerstofffreier Luft. Er ist weit schwieriger entzündlich, und löset sich in den Lösungsmitteln des farblosen Phosphors nicht.

Gegenwärtig wird der Phosphor in bedeutenden Quantitäten zur Anfertigung der Zündhölzchen (Streichhölzchen) verwendet. Die Hölzchen werden durch Maschinen geschnitten, die Zündmasse aber wird aus einer Mischung von Phosphor, Gummi arabicum, Wasser, Salpeter und Mennige (einem Bleioxyd) bereitet. Das Gummi wird durch das Wasser zu einem Schleim aufgeweicht, hüllt beim Trocknen den Phosphor wie eine harte Kruste ein, damit er sich nicht freiwillig entzündet, und dient zugleich als Klebemittel für den Zündstoff. Die zum Anbrennen des Phosphors erforderliche Wärme wird durch Reibung erzeugt, wobei die Gummirinde platzt. Die Reibeflächen befinden sich gewöhnlich an der äußeren Seite des Bodens der zur Aufbewahrung der Hölzchen dienenden Schachteln, und sind durch Glaspulver oder feinen Sand, der mittelst Leim festgehalten wird, rauh gemacht. Salpeter und Mennige sind zwei sauerstoffreiche Körper, welche dem Phosphor, sobald er entzündet ist, den zum Fortbrennen erforderlichen Sauerstoff darbieten. — Man vergesse übrigens bei dem vielfältigen Gebrauche der Reibhölzer

nie, daß man es mit einem höchst gefährlichen Stoffe zu thun hat. Ein Stückchen brennender Phosphor, der bei dem Reiben von dem Hölzchen absprang, hat schon mehreren Menschen einen qualvollen Tod bereitet.

Weniger in Gebrauch gekommen, aber minder gefährlich, sind solche Phosphorfeuerzeuge, bei denen in einem kleinen Glaskölbchen (Nönnchen) ein Stückchen Phosphor nebst etwas Schwefel in Nelken- oder Terpentinöl aufgelöset ist. Taucht man einen Holzspan oder einen Papierfidibus in diese Masse, so wird er sogleich entzündet.

Von anderen Zündrequisiten wird später (bei der Besprechung des chlorsauren Kali) die Rede sein.

Wir stellen nunmehr einige Versuche mit Phosphor an.

Versuch 97. In ein trocknes Schälchen lege ein Stückchen Phosphor, zünde es an, und decke eine trockne Glasglocke darüber: das Glas füllt sich mit einem weißen Rauche, der sich zu einem weißen Pulver verdichtet. Dies ist wasserfreie Phosphorsäure, PO_5, in welcher $392\frac{1}{2}$, also beinahe 400 Gewichtstheile Phosphor mit 500 Gewichtstheilen Sauerstoff verbunden sind. Sie zieht begierig Wasserdunst aus der Luft an, und zerfließt; im Wasser löset sie sich auf, und man erhält wasserhaltige Säure. Letztere entsteht sogleich, wenn man das Schälchen mit dem Phosphor auf einen Teller mit Wasser stellt, und darüber nach dem Anzünden die Glocke stürzt.

Versuch 98. In ein kleines Fläschchen voll Aether (Vorsicht mit diesem leicht Feuer fangenden Stoffe!) werfe man ein kleines Stückchen Phosphor, verkorke das Gefäß, und lasse es einige Tage stehen, indem man es öfter umschüttelt. Nun gieße man die Flüssigkeit sehr vorsichtig von dem nicht aufgelöseten Phosphor ab. Schüttet man sich ein Paar Tropfen des Aethers auf die Hände, und reibt diese schnell an einander, so leuchten sie im Dunklen, indem der Aether verdunstet, der aufs feinste zertheilte Phosphor aber zurückbleibt und sich mit dem Sauerstoff der Luft zu phosphoriger Säure (PO_3) verbindet. Je stärker man reibt, desto mehr leuchten die Hände, weil der Phosphor dadurch immer neue Oberfläche erhält, welche sich rasch oxydirt. Eine Entzündung ist hierbei nicht zu befürchten. — Mittelst einer Lösung des Phosphors in Aether oder Oel kann man Schriftzüge an eine Wand malen, welche in der Nacht leuchten; auch kann man Pommade anfertigen, von der das Haar im Dunklen glänzt. Immer aber ist bei solchen Versuchen sorgfältigst darauf zu achten, daß nicht ungelösete Stückchen Phosphor mit verbraucht werden, weil durch diese großes Unheil herbeigeführt werden könnte. —

Wirft man ein Stückchen mit der Phosphorlösung befeuchteten Zucker in heißes Wasser, so wird der Aether sammt dem Phosphor luftförmig, und entzündet sich an der Oberfläche des Wassers.

3. Der Phosphorwasserstoff.

Die interessanteste Verbindung, welche der Phosphor eingeht, ist die mit dem Wasserstoff zu Phosphorwasserstoff (H_3P).

Versuch 99. Man fülle ein kleines Nönnchen mit einer Lösung von Aetzkali oder Aetznatron in Wasser bis an den Hals*; auch kann man gelöschten Kalk in das Nönnchen schütten, und diesen mit Wasser übergießen, wenn man keine Kali= oder Natronlauge hat. Hierauf

Fig. 30.



bringe man ein etwa erbsengroßes Stück Phosphor hinein, und verstopfe das Fläschchen mit einem durchbohrten Kork, in welchem sich eine S-förmig gebogene Glasröhre befindet, deren freies Ende in ein mit (am besten heißem) Wasser gefülltes Becken taucht, so daß der kurze, aufwärts gerichtete Schenkel unter Wasser bleibt, ganz, wie es bei der Sauerstoffbereitung geschah. Nunmehr muß die Flüssigkeit im Nönnchen erhitzt werden. Um jeder Gefahr, die aus dem Zerspringen desselben entstehen könnte, vorzubeugen, lasse man die Flamme nicht unmittelbar an das Nönnchen schlagen, sondern man erwärme dasselbe im Wasserbade, indem man es in ein Töpfchen mit Salzwasser, und dieses auf den Dreifuß stellt. Dabei tritt allerdings die Unannehmlichkeit ein, daß das Nönnchen durch die bei dem Kochen des Salzwassers stattfindende Bewegung hin und her geworfen wird, wodurch sogar der Kork gelockert

* Die Retorte muß so weit als möglich gefüllt werden, damit wenig Luft darin bleibt, weil sonst im Innern leicht Explosionen entstehen.

werden könnte. Man klemme es deshalb mit ein Paar Hölzchen fest, oder nehme den Retortenhalter zu Hülfe. — Sobald das Salzwasser siedet, tritt eine Erscheinung ein, welche zu den schönsten chemischen Vorgängen gehört. Es strömt nämlich eine brennbare Luftart aus dem Nönnchen durch die Glasröhre in das Wasserbecken, steigt in diesem an den Wasserspiegel empor, und bildet dort Blasen, welche zerplatzen und sich von selbst mit einem schwachen Knall entzünden unter Bildung eines schönen, weißen Ringes, der in die Höhe steigt. — Will man das Experiment abbrechen, oder kommen keine Blasen mehr, so hebe man die Röhre aus dem Becken, nur ziehe man ja nicht den Kork aus dem Fläschchen, sondern lasse dies ruhig im Salzwasser stehen, und, indem man die Lampe entfernt, erkalten. Würde man unvorsichtiger Weise das Fläschchen entkorken, so könnte man sich und Andere in die größte Gefahr bringen, indem oft brennende Phosphorstückchen weit umher geschleudert werden. — Man kann auch einige Gasblasen in bekannter Weise in einem mit Wasser gefüllten Fläschchen auffangen: das Gas entzündet sich, sobald man das Fläschchen an der Luft öffnet.

Erklärung des Vorganges. Der Phosphor zerlegt bei diesem Versuche einen Theil des in der Kali-, Natron- oder Kalklösung befindlichen Wassers in seine Bestandtheile Sauerstoff und Wasserstoff, und verbindet sich mit beiden. Die Verbindung des Phosphors mit dem Sauerstoff giebt die uns bekannte Phosphorsäure, welche mit der Base ein Salz bildend im Nönnchen zurückbleibt; die Verbindung des Phosphors mit dem Wasserstoff aber ist der in Gasform entweichende und sich an der Luft von selbst entzündende, unverbrannt nach faulen Fischen riechende Phosphorwasserstoff.

Warum vermag aber der Phosphor unter andern Umständen nicht das Wasser zu zersetzen? Man bewahrt ihn ja immer unter Wasser auf, ohne daß er auf dasselbe verändernd einwirkt! — Antwort: Kali, Natron und Kalk sind starke Basen, welche die Neigung haben, sich mit einer Säure zu verbinden. Nun ist zwar eine solche im Nönnchen nicht vorhanden, sie kann aber entstehen, wenn der Phosphor sich mit dem Sauerstoffe des Wassers verbindet. Die Base treibt daher gleichsam den Phosphor an, macht ihn geneigt (disponirt ihn) zur Zerlegung des Wassers, damit sie ihr Verlangen nach der Vereinigung mit einer Säure befriedigen könne, und indem er diesem Antriebe Folge leistet, wird zugleich der Wasserstoff des Wassers frei, mit dem sich der Phosphor zu Phosphorwasserstoffgas verbindet. Ein derartiges Verlangen, wie das

eben dargestellte der Base nach einem noch nicht fertig gebildeten Körper, zu dessen Entstehung aber die erforderlichen Elemente vorhanden sind, heißt, wie wir bereits wissen, prädisponirende Verwandtschaft. Wir erinnern uns eines ganz ähnlichen Falles bei der Gewinnung des Wasserstoffgases durch Zink und verdünnte Schwefelsäure, wo aber insofern das Gegentheil stattfand, als dort die Säure es war, welche, um ihre Sehnsucht nach einer Base stillen zu können, das Zink zu seiner Oxydation mittelst der Zersetzung des Wassers antrieb, während hier durch die Base die Entstehung einer Säure bewirkt wird.

Die Produkte der Verbrennung des Phosphorwasserstoffgases sind Phosphorsäure — welche die weißen Ringe bildet — und Wasserdampf; aus $H_3 P + 8 O$ wird $P O_5$ und $3 H O$.

Wahrscheinlich sind die in Sümpfen sich erzeugenden Irrlichter nichts anderes, als Phosphorwasserstoffgas, welches gemeinschaftlich mit Kohlenwasserstoffgas aus Verwesungsstoffen sich entwickelt.

Versuch 100. a. Man bringe ein Stückchen Phosphor an das eine zugeschmolzene Ende einer Glasröhre, in die Mitte derselben aber gebrannten Kalk. Nun halte man die Röhre wagrecht in die Flamme der Weingeistlampe, und zwar mit der Stelle, an welcher der Kalk liegt, bis dieser schwach glüht. Hierauf erhitze man den Phosphor zum Kochen. Die Phosphordämpfe werden vom Kalk unter starker Feuerentwickelung aufgenommen, und es bildet sich eine schwarze Masse, ein Gemenge von Phosphorcalcium ($Ca P$) und phosphorsaurem Kalk. (Die unvermeidliche Entstehung des letzteren ist zwar für unser Experiment nicht erforderlich, hindert aber auch dasselbe nicht.) Bringt man nun das Phosphorcalcium in ein mit Wasser gefülltes Bierglas, so erfolgt wie bei Versuch 99. Wasserzersetzung; es bildet sich Phosphorwasserstoffgas, welches in die Luft entweicht und dabei sich selbst entzündet. (Ca verbindet sich mit O zu $Ca O$; — P mit $3 H$ zu $H_3 P$.)

Versuch 100. b. Gieße in ein starkes Glas 6 Loth Wasser, und zu diesem langsam und vorsichtig ein Loth starke Schwefelsäure unter stetem Umrühren mit einem Glasstabe. (Das Glas möge in einem Becken mit Wasser stehen.) Nun schütte man Zinkabschnitte in das Glas und setze allmählig einige Stücke Phosphor von Erbsengröße hinzu. Indem durch den Einfluß der Schwefelsäure und des Zinks Wasserstoff frei wird (Versuch 13.) verbindet sich dieser mit dem Phosphor zu Phosphorwasserstoffgas, und die ganze Oberfläche des Wassers leuchtet.

Achtes Kapitel.

Bor und Kiesel.

I. Das Bor oder Boron.

(Chemisches Zeichen = B; Mischungsgewicht = 136.)

1. Der Borax oder das borsaure Natron ($NaO, BO_3 + 10HO$).

An den Ufern einiger Seen Mittelasiens findet man ein Salz, welches Borax oder Tinkal genannt wird und borsaures Natron ist. Dasselbe wird besonders zum Löthen gebraucht. Metalle haften nämlich nur dann an einander, wenn sie eine rein metallische Oberfläche haben, diese geht bei dem Erhitzen verloren, weil sich sogleich eine Oxydschicht bildet, wird aber wieder hergestellt, indem der schmelzende Borax das Oxyd auflöset.

2. Die Borsäure (BO_3).

Auch diese wird in der Natur frei gefunden, namentlich in vulkanischen Gegenden Italiens, wo sie aus Erdspalten mit heißen Wasserdämpfen emporgetrieben wird und die Wände dieser Spalten in Form kleiner, perlmutterartig glänzenden Blättchen bekleidet. Sie ist also fest, krystallisirt, indem sie Wasser aufnimmt, in schuppigen Blättchen, schmeckt bitterlich, ist geruchlos und löst sich wenig im Wasser auf. Erhitzt man sie, so verliert sie ihr Krystallwasser und schmilzt zu einer glasartigen Masse. Zu Pulver gerieben und auf das Docht der Weingeistlampe gestreut, färbt sie die Flamme grün, verdampft also in Gemeinschaft mit dem Weingeistdampfe, obschon sie sonst feuerbeständig ist. Aehnlich verhält sich das Kochsalz des Meeres, von dem stets etwas mit den Wasserdünsten in die Luft steigt und mit dem Regen wieder niedergeschlagen wird.

3. Das Bor (B).

Aus der Borsäure wurde 1807 das Element Bor ausgeschieden. Es ist ein fester, dunkelgrünlich brauner Körper, feuerbeständig aber brennbar, und kommt in der Natur nur mit Sauerstoff verbunden vor, ist übrigens von geringer Wichtigkeit.

II. Das Silicium oder der Kiesel.

(Chemisches Zeichen = Si; Mischungsgewicht = 278³/₄.)

Zwei bekannte Steine, der Bergkrystall und der Quarz, bestehen aus einer chemischen Verbindung des Elementes Kiesel (Silicium) und Sauerstoff, mithin aus Kieselsäure (SO_3) oder Kieselerde. Dieselbe ist ferner fast rein im Feuerstein, Chalcedon, Jaspis, Opal und Kiessande enthalten, deren verschiedene Farben von beigemengten Metalloxyden herrühren. Aus der Kieselsäure wurde zuerst 1823 das Silicium abgeschieden und erschien als ein fester, dunkelbrauner, schwer entzündlicher aber brennbarer Körper. Für sich allein ist es ohne Anwendung, aber als Bestandtheil der Kieselsäure ist es von höchster Wichtigkeit, denn aus deren Salzen (Silicaten) ist der größte Theil der Erdrinde gebildet. Solche Silicate oder kieselsaure Salze sind z. B. der Töpferthon, die Porzellanerde, der Bolus, der Thonschiefer, der Schieferthon, der Feldspath, der Glimmer, der Meerschaum, der Serpentin, der Speckstein u. a. m. Es sind fast sämmtlich Doppelsalze, welche aus kieselsaurer Thonerde einerseits und kieselsaurem Kali, Natron oder Kalk andererseits bestehen.

Die Kieselsäure ist ferner den Pflanzen unentbehrlich, namentlich bedürfen ihrer die Getreidearten und alle andern Gräser, die Schachtelhalme und die rohrartigen Palmen. Sie giebt den Halmen dieser Pflanzen die erforderliche Steifigkeit; fehlt sie, so legen sich dieselben um. Der im Getreide enthaltenen Kieselsäure ist es zuzuschreiben, daß die Sensen beim Mähen so bald stumpf werden; die Kieselsäure ist es, welche den Schachtelhalm so hart macht, daß man mit ihm Metalle scheuern kann.

Nun ist aber die Kieselsäure nebst den von ihr gebildeten Salzen (d. i. Steinen) im Wasser unlöslich, und doch muß eine Auflösung derselben stattgefunden haben, wenn sie von den Pflanzen aufgenommen werden soll. Diese wird durch die im Boden vorhandenen Säuren bewirkt. Wenn auch nur sehr langsam, findet doch eine allmählige Zerlegung der Silicate durch das kohlensäurehaltige Wasser in der Erde statt und dabei wird auch die Kieselsäure vom Wasser aufgelöset und den Wurzeln der Gewächse zugeführt.

Aber auch die selbstständige, feste und unlösliche Kieselsäure ist für die Vegetation bedeutsam, indem sie als Sand die nährenden Bestandtheile

des Bodens auseinander hält und gleichsam in Beziehung auf diesen denselben Dienst leistet, welcher dem Stickstoff als Verdünnungsmittel des Sauerstoffes in der atmosphärischen Luft obliegt.

Endlich ist die Kieselsäure in der Technik von der allergrößten Bedeutsamkeit, denn wenn man sie mit Basen — Kali, Natron, Kalk, Bleioxyd, Thonerde — erhitzt, so erfolgt eine Schmelzung und es entstehen die wichtigen Salze, welche wir unter den Namen Glas, Porzellan, Steingut, irdene Geschirre und Töpferwaaren kennen.

Während wir die Thonwaaren später besprechen wollen, gehen wir jetzt auf die Betrachtung des Glases ein.

Zunächst unterscheiden wir das weniger bekannte, gegenwärtig mehr in Anwendung kommende Wasserglas und das gewöhnliche Glas.

Das Wasserglas erhält man, wenn man 15 Theile Quarz oder Feuerstein fein pulverisirt und mit 10 Theilen Potasche (kohlensaurem Kali) oder 9 Theilen Soda (kohlensaurem Natron) und einem Theile Kohle in Graphittiegeln zusammenschmelzt, es ist mithin ein einfaches Salz: kieselsaures Kali oder kieselsaures Natron. Im trocknen Zustande ist es wasserhell und schwer schmelzbar. Fein gepulvert löset es sich durch anhaltendes Sieden in der 5—6fachen Gewichtsmenge Wasser zu einer syrupartigen Flüssigkeit auf, welche auf Holz und Stein gut haftet und zu einem feuerfesten Firniß eintrocknet. Man kann es als Bindemittel statt des Cement anwenden, auch vermag man mittelst desselben den auf nassem Kalk dargestellten Freskogemälden eine ihre Dauer sichernde, schützende Decke zu verleihen. Das Wasserglas kommt im Handel entweder in fester Form oder in gallertartiger Lösung vor.

Das gewöhnliche Glas, wie man es zu Flaschen, Gläsern, Fensterscheiben, Spiegeln u. s. w. anwendet, ist im Wasser völlig unlöslich und wird von keiner Säure — die Fluorwasserstoff- oder Flußsäure (s. diese) ausgenommen — angegriffen. So ungewohnt es dem Anfänger in der Chemie sein mag, den Sand als eine Säure, den Thon als ein Salz betrachten zu sollen, so wird er sich doch bereits überzeugt haben, daß die Auffassung sachgemäß ist. Auch das gewöhnliche Glas ist ein Salz, und zwar ein kieselsaures Doppelsalz, also eine chemische Verbindung zweier Salze. Man unterscheidet zwei Hauptarten des (gewöhnlichen) Glases:

1) Kalkglas. Dieses besteht aus kieselsaurem Kali (oder Natron) und kieselsaurem Kalk.

Man nennt es auch **Crownglas** (**Kronglas**) oder **böhmisches Glas**, und benutzt es zu Fenstern, Flaschen, Gläsern u. s. w.

2) **Bleiglas.** Dieses besteht aus kieselsaurem Kali
und kieselsaurem Bleioxyd.

Es führt auch den Namen **Flintglas** oder **Krystallglas**, und wird besonders zur Anfertigung geschliffener Gläser, zu Fernröhren u. dergl. angewendet.

Da die zur Glasfabrikation angewendeten Materialien nie chemisch rein sind, so erhält man stets mehr oder minder gefärbtes, namentlich durch beigemischtes Eisenoxydul grün gewordenes Glas, wie z. B. bei dem gewöhnlichen Flaschenglase. Man muß daher zu den eigentlich das Glas bildenden Stoffen mancherlei **Entfärbungsmittel** zusetzen. Als ein solches kennen wir bereits die **Kohle**, ferner wendet man Braunstein, Arsenik u. s. w. dazu an. Will man hingegen absichtlich **gefärbtes Glas** erzeugen, z. B. bei der Anfertigung unächter Edelsteine, so setzt man Mineralfarben zu.

Hat man zu irgend einer Glassorte das Mischungsverhältniß der Materialien bestimmt, so pulverisirt man dieselben fein und mischt sie so genau als möglich unter einander. Dieses Gemisch führt den Namen **Fritte**. Nun glüht man zuvörderst die Fritte im **Frittofen**, damit verschiedene Unreinigkeiten, welche bei dem späteren Schmelzen ein Aufwallen und in Folge dessen Blasen verursachen, auch der Reinheit und Durchsichtigkeit des Glases Eintrag thun würden, zu verflüchtigen. Die geglühte (calcinirte) Fritte kommt nun in feuerfeste Töpfe (**Glashäfen**) und wird im **Schmelzofen** zum Flusse gebracht. Die auf der Oberfläche sich sammelnden Unreinigkeiten (**Glasgalle**) werden mit eisernen Löffeln abgenommen.

Die geschmolzene Masse erhält die bestimmten Formen durch **Blasen** oder **Gießen**. Letzteres geschieht nur bei massiven Glaswaaren, z. B. bei den Füßen der Weingläser, bei den Theilen der Kronleuchter und bei den besten Spiegeln; die meisten Waaren aber, selbst das Tafel- (Fenster-) Glas und die gewöhnlichen Spiegel, werden **geblasen**.

Der Glasbläser benutzt dazu eine 3 bis 6 Fuß lange, mit einem hölzernen Handgriffe, am unteren Ende aber mit einem runden Knopfe versehene eiserne Röhre, die **Pfeife** genannt. Er taucht den Knopf in den Glashafen, holt damit etwas geschmolzene Masse heraus und bläset dieselbe unter fortwährendem Umherschwenken zu einer hohlen Kugel auf. Dann rollt er diese auf erwärmten Stein- oder Metallplatten, so

daß sie walzenförmig wird, und giebt ihr theils durch federnde Zangen, theils in Formen von Stein oder Messing die gewünschte Gestalt. Die erforderlichen Oeffnungen werden mit schneidenden Instrumenten gemacht. Henkel und Füße klebt man an, während die Masse noch weich ist. Will man tafelförmiges Glas darstellen, so bläset man ebenfalls erst eine Kugel, verwandelt diese in eine Walze und schneidet letztere der Länge nach auf, worauf sie auf dem Herde des Streckofens ausgebreitet und mittelst eines Plätteisens geebnet wird.

Die fertige Glaswaare wird in den mäßig erwärmten Kühlofen gebracht und muß mit diesem zugleich möglichst langsam erkalten, weil sie sonst allzu spröde wird und bei der geringsten Erschütterung zerspringt.

So lange das Glas noch weich ist, kann man ihm gleich dem Wachs jede beliebige Gestalt geben, ja man kann es zu ganz dünnen Fäden wie Garn spinnen und allerlei niedliche Kunstsachen aus diesen bereiten. Das Zerschneiden des Glases geschieht bekanntlich mit dem Diamant; das Schleifen bewirkt man auf Schleifsteinen mittelst fein geschlämmten Sandes oder Schmirgelpulvers. Solche geschliffene Stellen erscheinen matt, sollen sie glänzend werden, so polirt man sie mit Tripel, Bolus u. s. w.

Auch die Scherben von zerbrochenem Glase können aufs neue zur Glasbereitung verwendet werden. Pulverisirt man Krystallglas und schmelzt es mit Zinn und Bleioxyd zusammen, so erhält man Email, ein milchweißes, undurchsichtiges Glas, wie es zu den Zifferblättern der Uhren verwendet wird. Durch Hinzufügung verschiedener anderer Metalloxyde macht man das Email farbig.

Die Glasur der Thon- und Steingutgefäße ist ebenfalls ein Glasfluß aus Kieselsäure (Sand) und Bleioxyd mit oder ohne Zusatz von Farbestoffen.

Wie zum Färben der Glasflüsse bei deren Schmelzung, so kann man auch zur Glasmalerei nur Farbestoffe anwenden, welche aus Metalloxyden bestehen, da organische Farben bei der Schmelzung verbrennen würden. Diese Metallfarben werden auf das Glas aufgetragen und dann wird dieses im Ofen erhitzt, wobei sie selbst glasartig werden. Man nennt sie deshalb Schmelzfarben.

Die Fabrikation des Glases ist auf eine bewundernswürdige Stufe der Vollkommenheit gebracht worden, wovon man sich in jeder ansehnlichen Glaswaarenhandlung überzeugen kann. Dort sieht man unter Anderem Gläser, bei denen auf weißem Grunde farbige Zeichnungen befindlich sind oder umgekehrt. Solche Glaswaaren sind Doppelgläser,

d. h. es liegen zwei Glasschichten, eine gefärbte und eine ungefärbte, auf einander, was dadurch bewirkt worden ist, daß der Glasbläser seine Pfeife erst in einen Hafen mit gefärbtem und dann in einen Hafen mit ungefärbtem Glase (oder umgekehrt) getaucht hat. Ist das Doppelglas in der gewünschten Form fertig, so nimmt man an bestimmten Stellen die eine Schicht durch Abschleifen hinweg. In ganz ähnlicher Weise bereitet man auch dreifache Gläser. Das schöne Millefiori- oder Tausendblumenglas erhält man, indem man zuerst allerhand Figuren, als Blumen, Sterne u. s. w. aus feinen Emailfäden von verschiedenen Farben bildet, diese mit einem Glasflusse übergießt und dann das Ganze mit einer Lage von Krystallglas umgiebt.

Diamanten und alle anderen Edelsteine weiß man so geschickt nachzuahmen, daß, wer nicht wirklich Sachkenner ist, diese Glasflüsse leicht für edle Steine hält.

Oft wünscht man einen Theil eines gläsernen Gefäßes, z. B. den Hals oder den unteren Theil einer Flasche abzusprengen, ohne daß das Gefäß zersplittert werden soll. Dies kann auf verschiedene Weise ausgeführt werden. Will man z. B. von einer Flasche einen bestimmten Theil absprengen, so bezeichnet man die Linie, in welcher der Sprung verlangt wird, mit Kreide, macht nun zu beiden Seiten derselben kleine Wülste durch Papierstreifen, welche man mehrfach umwindet und durch Binden oder Kleben befestiget; hierauf schlingt man einen Bindfaden um die Flasche, so daß er in die Vertiefung zu liegen kommt, und während eine Person die Flasche festhält, ziehen zwei andere den Bindfaden an seinen freien Enden rasch und kräftig so lange hin und her, bis er zerreißt. Gießt man nun schnell kaltes Wasser auf die durch das Reiben erhitzte Stelle des Gefäßes, so springt es ziemlich glatt ab. — Oder man bindet einen Bindfaden genau in der Richtung, welche der Sprung erhalten soll, tränkt ihn mit Weingeist, entzündet diesen, und gießt, so wie er erlischt, Wasser auf. — Oder man fährt mit einem glühenden Eisen in der verlangten Richtung umher. — Oder man bereitet Sprengkohle. Man übergießt zu diesem Zwecke ein Quentchen Traganthpulver mit soviel kochendem Wasser, daß der Schleim den Raum von 8 Loth Wasser einnimmt. Ferner übergießt man ein halbes Quentchen Benzoepulver mit nur so vielem starkem Weingeist, als zur Lösung erforderlich ist. Hierauf schüttet man Beides in einen Mörser und reibt so viele fein pulverisirte und durchgesiebte Buchenholzkohle darunter, daß ein feiner, bildsamer (plastischer) Teig entsteht. Aus diesem rollt man mittelst eines Brettchens fast ohne

Druck kleine Stangen in der Form eines Bleistiftes, und läßt dieselben langsam trocknen. Zündet man eine solche Stange an, so brennt sie sich spitz und glimmt fort. Mit der glimmenden Spitze fährt man — am besten von einem in das Glas gemachten kleinen Spalt aus — *in* der mit Dinte oder Kreide vorgezeichneten Richtung langsam am Glase *hin*. Will man ein Loch in ein Glas zu Stande bringen, so umgiebt man die betreffende Stelle mit einem Rande von Thon, bringt in die dadurch gebildete Vertiefung etwas Terpentin und zündet diesen an; die erhitzte Stelle läßt sich leicht und ohne Zersplitterung des Gefäßes durchstoßen.

Rückblick auf den Hauptinhalt des ersten Abschnittes.

1. Wir haben bis jetzt 14 Elemente besprochen: Sauerstoff, Wasserstoff, Fluor, Chlor, Jod, Brom, Schwefel, Selen, Tellur, *Stickstoff*, Kohlenstoff, Phosphor, Bor und Kiesel.
2. Man pflegt dieselben unter dem gemeinschaftlichen Namen Metalloide oder Nichtmetalle zusammenzufassen.
3. Außer ihnen kennt man gegenwärtig noch 50 Metalle, welche ebenfalls Elemente sind. Manche Chemiker zählen übrigens das Tellur zu den Metallen, das Arsen dagegen zu den Nichtmetallen.
4. Der Aggregatsform nach sind bei gewöhnlicher Temperatur:
   fest oder starr: Jod, Schwefel, Selen, Tellur, Kohlenstoff, Phosphor, Bor und Kiesel;
   flüssig: Brom;
   gasförmig: Sauerstoff, Wasserstoff, Fluor?, Chlor und Stickstoff;
   permanent gasförmig sind von letzteren: Sauerstoff, Wasserstoff, Fluor? und Stickstoff.
5. Man kann die Nichtmetalle auf verschiedene Art eintheilen, zunächst in:
   a) Oxygenoide, Säureerzeuger oder Verbrennungsunterhalter, welche sich sowohl unter einander als mit andern Elementen oft in verschiedenen Verhältnissen vereinigen können und in ihrem Wesen dem Sauerstoff am ähnlichsten sind. Ihre Verbindungen unter einander sind größtentheils Säuren. Verbinden sie sich mit den Elementen der

zweiten Abtheilung, so entstehen bald Säuren, bald Basen, selten neutrale Produkte. — Ihrer sind acht: Sauerstoff, Fluor, Chlor, Jod, Brom, Schwefel, Selen und Tellur. Man unterscheidet:

aa) Absolute Oxygenoide, welche in allen Verbindungen, die sie mit andern Elementen eingehen, als actives, formendes Princip auftreten, daher sich unter einander nicht verbinden können. Hierher gehören nur:

Sauerstoff und Fluor.

bb) Amphotere Oxygenoide, welche zwar anderen Elementen gegenüber als actives, formendes Princip auftreten, aber dem Einflusse des Sauerstoffs unterliegen, indem sie von diesem verbrannt (oxydirt, gesäuert) werden. Dies sind:

Chlor, Jod, Brom, Schwefel, Selen, Tellur.

b) Hydrogenoide oder verbrennliche Elemente, welche in ihrem Wesen dem Wasserstoff am ähnlichsten sind. Sie treten den Oxygenoiden gegenüber niemals als Säureerzeuger auf, sondern verhalten sich stets passiv, indem sie die Radikale für Säuren und Basen abgeben. Unter einander sind sie wenig verbindungsfähig und solche Verbindungen sind nie Säuren.

Hierher gehören von den Metalloiden:

Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff, Phosphor, Bor und Kiesel; ferner alle Metalle.

Von den 6 zu den Hydrogenoiden gehörenden Metalloiden heißen:

organogene (d. i. organische Produkte erzeugende) Metalloide:

Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff;

oryktogene (d. i. mineralische Produkte erzeugende) Metalloide:

Phosphor, Bor und Kiesel.

6. Eine andere Eintheilungsart der Metalloide, gegründet auf die Produkte, welche sie bei ihren Verbindungen erzeugen, ist folgende. Man unterscheidet:

a) Organogene (Organerzeuger), aus denen die Körper der Pflanzen und Thiere bestehen:

Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff;

b) **Pyrogene** (Feuererzeuger):

Schwefel, Phosphor, Selen, Tellur;

c) **Halogene** (Salzerzeuger), welche mit den Metallen salzartige binäre (zweielementige) Verbindungen, die sogenannten Haloidsalze, bilden:

Fluor, Chlor, Jod, Brom;

d) **Hyalogene** (Glaserzeuger), welche mit vielen *Basen* Glas bilden:

Bor und Kiesel.

7. Die meisten Metalloide kommen in der Natur nur in Verbindung mit andern Elementen vor, frei existiren nur:

Sauerstoff, Schwefel, Stickstoff, Kohlenstoff.

8. Einfache Stoffe verbinden sich nur mit einfachen. (Cyan macht eine Ausnahme.)

9. Die Verbindung zweier Elemente erfolgt stets nach fest *bestimmten* Gewichtsverhältnissen, entweder nach dem Gesetze der einfachen oder nach dem der vielfachen Proportionen.

10. Die Verbindungen zweier Elemente sind entweder **sauer** (Säuren), **basisch** (Basen) oder **neutral**. Den Charakter dieser Verbindungen erkennt man, falls sie flüssig sind, mittelst des **Lakmuspapieres**, allgemein aber an ihrem Verhalten gegen einander.

11. Die Verbindung des Sauerstoffes mit einem andern Elemente wird **Oxydation** oder **Verbrennung** genannt; die entstandenen Produkte heißen **Oxyde**, doch wird dieser Name im engeren Sinne nur den **nicht sauren** Verbrennungsprodukten beigelegt. Das **oxydirte Element** heißt das **Radikal** der Verbindung.

12. Die wichtigsten **Säuren**, welche der Sauerstoff mit den andern Metalloiden bildet, sind: die **Schwefel-**, **Salpeter-**, **Kohlen-**, **Phosphor-**, **Bor-** und **Kieselsäure**.

13. Mit dem **Wasserstoffe** bildet der Sauerstoff das neutrale **Wasser**.

14. Die Verbindungen des **Sauerstoffs** mit den **Metallen** sind größtentheils **Basen**.

15. Aus der chemischen Verbindung einer **Sauerstoffsäure** mit einer **Base** entsteht ein **Sauerstoffsalz**. Die **Base** heißt das **Radikal** des **Salzes**. Die Salze sind **neutral** oder **sauer** oder **basisch**, im Wasser leicht oder schwer **löslich** oder **unlöslich**. Der Name eines Salzes wird gebildet, indem die

Base als Dingwort, die Säure als attributives Eigenschaftswort genannt wird. Die Salze erscheinen krystallisirt oder amorph (gestaltlos).

16. Der Wasserstoff ist eine brennbare Luftart.

17. Wird er durch Fluor, Chlor, Jod, Brom, Schwefel oder Cyan gesäuert, so entstehen die Wasserstoffsäuren, unter denen die bedeutsamsten sind: die Fluorwasserstoff- oder Flußsäure, die Chlorwasserstoff- oder Salzsäure, die Schwefelwasserstoff- oder Hydrothionsäure und die Cyanwasserstoff- oder Blausäure.

18. Mit dem Stickstoff bildet der Wasserstoff eine der kräftigsten Basen, das Ammoniak, dessen Auflösung im Wasser Salmiakgeist genannt wird.

19. Mit dem Kohlenstoff bildet der Wasserstoff das Sumpf- oder Grubengas und das ölbildende oder Elaylgas, aus denen das Leuchtgas zusammengesetzt ist.

20. Mit dem Phosphor bildet der Wasserstoff das an der atmosphärischen Luft sich entzündende Phosphorwasserstoffgas.

21. Wenn sich das Wasserstoffgas und die dasselbe enthaltenden Gase mit atmosphärischer Luft mengen, so entstehen Knallgase.

22. Fluor, Chlor, Jod, Brom (Cyan) und Schwefel verbinden sich in verschiedenen Proportionen mit den Metallen, und bilden Fluor-, Chlor-, Jod-, Brom-, Cyan- und Schwefelmetalle, Chlorüre und Chloride, Jodüre und Jodide, Bromüre und Bromide, Cyanüre und Cyanide, Sulfüre und Sulfide.

23. Unser Kochsalz ist ein Chlormetall (Chlornatrium).

24. Es wird am leichtesten dargestellt:

das Sauerstoffgas aus leicht zersetzbaren sauerstoffreichen Verbindungen durch Erhitzung derselben, z. B. aus chlorsaurem Kali, Braunstein, Quecksilberoxyd u. s. w.;

das Wasserstoffgas aus dem Wasser mittelst eines bei Gegenwart einer Säure wasserzersetzenden Metalles, z. B. mittelst Zink oder Eisen und verdünnter Schwefelsäure;

das Fluor ist bis jetzt nicht darstellbar gewesen;

das Chlor aus der Chlorwasserstoff- oder Salzsäure mittelst des Braunsteins, oder aus Kochsalz, Braunstein und Schwefelsäure;

das Jod aus Jodmetallen, die im Meerwasser und in der Asche der Salzpflanzen enthalten sind;

das Brom ebenso aus Brommetallen;

der Schwefel wird gediegen gefunden und aus Schwefelmetallen gewonnen;

das Selen aus seiner Verbindung mit Metallen;

das Tellur desgleichen, doch kommt es auch frei vor;

der Stickstoff aus der atmosphärischen Luft durch Entfernung des Sauerstoffes, oder aus Salpeter;

der Kohlenstoff kommt frei vor (Diamant, Graphit) oder wird aus Holz oder Steinkohlen (Coaks) dargestellt;

der Phosphor aus Phosphorsäure und diese aus dem phosphorsauren Kalk der Knochen;

das Bor aus der in der Natur vorkommenden und im Borax enthaltenen Borsäure;

der Kiesel aus der in der Natur in größter Menge vorhandenen Kieselsäure oder Kieselerde (Quarz, Sand u. s. w.).

Zweiter Abschnitt.

Die Metalle.

Uebersicht.

Die Metalle sind sowohl im festen als flüssigen Zustande undurchsichtig und besitzen einen eigenthümlichen Glanz, Metallglanz genannt. Sie sind die besten Leiter für Wärme und Electricität. Bei bestimmten Temperaturgraden sind sie starr, bei anderen flüssig und flüchtig. Gegenwärtig sind ihrer 50 bekannt, doch gehört ein großer Theil von ihnen zu den Seltenheiten. Die Metalle zerfallen in zwei Hauptklassen, leichte und schwere Metalle.

I. **Leichte Metalle.** Sie sind entweder specifisch leichter oder höchstens 4—5 mal so schwer, als das Wasser. In der Natur kommen sie niemals rein (gediegen), auch nicht als reine Oxyde (Thonerde oder Alumiumoxyd und Magnesia ausgenommen), sondern nur mit Säuren verbunden in Salzen vor. Sie zerfallen wiederum in Alkali- und Erdmetalle.

1. **Alkali-Metalle.** Ihre Oxyde heißen Alkalien und sind kräftige Basen. Diese Metalle zersetzen das Wasser schon bei niedriger Temperatur, indem sie sich mit dem Sauerstoffe desselben verbinden, während der Wasserstoff frei wird. Das auf diese Weise entstandene Oxyd löset sich im Wasser sofort auf, und ertheilt demselben alkalische (basische) Reaction, so daß es rothes Probirpapier bläuet. Die Alkali-Metalle werden wiederum eingetheilt in eigentliche Alkali-Metalle und Erdalkali-Metalle.

a) Eigentliche Alkali-Metalle. Hierher gehören:

Kalium, Natrium, (Ammonium?)*, Lithium.

Sie haben unter allen Elementen die größte Affinität zum Sauerstoffe, und ihre Oxyde, Alkalien genannt, sind unter allen Basen die kräftigsten, so daß sogar ihre Salze basisch reagiren, wenn dieselben eine schwache Säure enthalten. Ihre kohlensauren Salze sind im Wasser leicht löslich und machen dasselbe alkalisch. Die Oxyde heißen: Kali, Natron, (Ammoniak), Lithion.

b) Erdalkali-Metalle. Hierher gehören:

Calcium, Baryum, Strontium.

Sie gleichen im Wesentlichen den Vorigen, aber ihre Oxyde (alkalische Erden) sind im Wasser nur schwer, und ihre kohlensauren Salze gar nicht löslich. Die Oxyde *heißen:* Kalk oder Kalkerde, Baryt oder Baryterde (Schwererde), Strontian oder Strontianerde.

2. **Erdmetalle.** Sie zersetzen kaltes Wasser nicht. Ihre Oxyde, Erden genannt, sind im Wasser gar nicht oder so wenig löslich, daß sie demselben keine basische Reaction ertheilen. Hierher gehören:

Magnesium, Alumium oder Aluminium, und die seltenen: Beryllium, Zirkonium, Norium, Thorium, Yttrium, Terbium, Erbium.

Die Oxyde heißen: Talk- oder Bittererde (Magnesia), Thonerde (Alaunerde), Beryll-, Zirkon-, Nor-, Thor-, Ytter-, Terbin-, Erbinerde.

II. **Schwere Metalle, Erzmetalle.** Sie sind 6—24 mal so schwer, als das Wasser, und ihre im Mineralreiche vorkommenden Verbindungen heißen Erze. Mehrere von diesen Metallen — die Zahl der gegenwärtig bekannten beträgt 35 — werden auch gediegen gefunden. Man unterscheidet:

1. **Unedle Erzmetalle.** Sie nehmen, wenn sie bei Luftzutritt erhitzt werden, oft auch ohne Erhitzung, Sauerstoff auf (oxydiren sich), und ihre Oxyde geben den Sauerstoff nur ab, wenn demselben ein Element (gewöhnlich Kohlenstoff) dargeboten wird, mit welchem

* Ueber das von vielen Chemikern angenommene, nie dargestellte Metall Ammonium (NH_4) siehe Abschnitt I., Cap. 5, 4. b.

er sich verbinden kann. Die unedlen Erzmetalle werden von verschiedenen Chemikern verschieden gruppirt. Wir wollen zwei Gruppen bilden:

a) Wasserzersetzende. Sie zersetzen in der Glühhitze oder bei Gegenwart einer Säure das Wasser, indem sie sich mittelst seines Sauerstoffes oxydiren, so daß der Wasserstoff frei wird (s. Versuch 13.). Man löset sie deshalb durch verdünnte Säuren auf. Hierher gehören:

Eisen, Zink, Zinn, Mangan, Kobalt, Nickel, Cadmium, Uran, Cerium, Lanthan, Didym, Aridium.

b) Nicht Wasser zersetzende. Sie werden durch concentrirte Säuren aufgelöset.

Blei, Kupfer, Wismuth, Chrom, Arsen, Antimon, Titan, Tantal, Niobium, Pelopium, Vanadin, Donarium, Wolfram, Molybdän.

2. **Edle Erzmetalle**. Sie haben geringe Affinität zum Sauerstoffe, oxydiren beim Erhitzen unter Luftzutritt gar nicht oder schwer, und ihre Oxyde geben den Sauerstoff durch bloße Erhitzung wieder ab, ohne daß demselben ein Element, mit welchem er sich verbinden könnte, dargeboten werden darf.

Quecksilber, Silber, Gold, Platin nebst dessen gewöhnlichen Begleitern: Rhodium, Iridium, Palladium, Osmium, Ruthenium.

Erstes Kapitel.

Die Alkali-Metalle.

Kalium, Natrium, (Ammonium?), Lithium, Calcium, Barium, Strontium.

A. Die eigentlichen Alkali-Metalle.

Kalium, Natrium, (Ammonium?), Lithium.

Durch die in dem ersten Abschnitte angestellten Versuche ist der Leser befähigt worden, eine zusammenhängende Belehrung über das Folgende zu verstehen, indem er mit den wichtigsten Erscheinungen auf dem Gebiete der Chemie

Bekanntschaft gemacht hat; überdies hat er sich eine Fertigkeit im Experimentiren erworben, — daher darf und wird fortan keine specielle Anleitung zur Anstellung von Versuchen gegeben werden, obschon vorausgesetzt wird, daß diese fortwährend, soweit es die Umstände erlauben, stattfinde.

I. Kalium.

(Synonym: Potassium oder Potaschenmetall; — chemisches Zeichen = K; Mischungsgewicht = 490; specifisches Gewicht = 0,8 d. i. 8/10 = 4/5 des Wassers.)

1. Darstellung des Kalium-Metalls.

Da, wie in der Uebersicht bemerkt worden, das Kalium in der Natur weder frei noch als unverbundenes Oxyd vorkommt, so kann dieses Metall nur aus seinen Salzen dargestellt werden. Man pflegt dazu das kohlensaure Kalium-Oxyd (kohlensaures Kali, Potasche, KO, CO_2) anzuwenden. Nimmt man diesem (durch Kalk) die Kohlensäure, so bleibt Kalium-Oxyd (Kali, KO), entzieht man endlich dem Kali (durch Kohle in der Glühhitze) den Sauerstoff, so erhält man das Metall Kalium (K). Wir betrachten die drei genannten Stoffe und den angedeuteten Vorgang näher.

a) Das kohlensaure Kali oder die Potasche (KO, CO_2).

Behufs der Reinigung der Wäsche bereiten die Hausfrauen oft Lauge, indem sie einen zum Theil mit Holzasche gefüllten leinenen Spitzbeutel (Laugensack) aufhängen, Wasser auf die Asche gießen und die aus dem Beutel herabtropfende Flüssigkeit in einem untergesetzten Gefäße auffangen.

Diese Lauge reagirt alkalisch, denn sie färbt rothes Probirpapier blau. Dampft man sie bis zur Trockne ein, so erhält man eine graue Salzmasse, welche weiß wird, wenn man sie unter Luftzutritt glüht (calcinirt), und rohe Potasche heißt. Sie ist ein durch allerlei Beimischungen verunreinigtes, daher im Wasser nicht völlig lösliches Sauerstoffsalz: kohlensaures Kali (KO, CO_2).

Das Kali ist im Mineralreiche sehr verbreitet, besonders mit Kieselsäure verbunden, z. B. in den Feldspathgesteinen. Aus diesen wird es durch das in der Erde befindliche kohlensäurehaltige Wasser ausgezogen, und als im Wasser gelösetes kohlensaures Kali von den Pflanzen aufgesaugt. Manche Pflanzen, z. B. die Kartoffeln, Rüben, der Weinstock

u. A. gedeihen nicht, wenn der Boden kein Kali enthält. Man nennt sie deshalb Kalipflanzen, und verschafft ihnen das erforderliche Kali durch Düngung des Ackers mit Holzasche.

Da das kohlensaure Kali ein feuerbeständiges Salz ist, so bleibt es, wenn man die Pflanzen verbrennt, nebst andern unverbrennlichen Salzen in der Asche zurück. Von dieser Gewinnungsweise hat auch das Kali seinen Namen, denn dies arabische Wort bedeutet: das Gebrannte; aus dem Worte Kali aber ist wiederum der Name des Metalles, Kalium, gebildet worden, wie denn auch der Sammelname für die dem Kali verwandten Stoffe, Alkalien, aus dem Worte Kali und dem arabischen Artikel al entstanden ist.

Die Potasche wird in den Gewerben, namentlich in der Seifensiederei, vielfach gebraucht und man stellt sie daher in besonderen Anstalten, den Potaschsiedereien, in holzreichen Gegenden im Großen dar. Weil dies früher in Töpfen geschah, so nannte man das Produkt Potasche d. i. Topfasche (pot = Topf).

Um die rohe Potasche zu reinigen, löset man dieselbe in Wasser auf, filtrirt die Flüssigkeit, um sie von den unlöslichen Beimengungen zu trennen, dampft das klar abgelaufene Wasser bis zur Hälfte ab und läßt es 24 Stunden, auch wohl noch länger, ruhig stehen. In dieser Zeit krystallisiren die fremden Salze heraus, während die am leichtesten lösliche Potasche auch bis zuletzt flüssig bleibt. Kocht man endlich die durch abermalige Filtration oder durch Abziehen mittelst eines Hebers von diesen Salzen abgesonderte Flüssigkeit bis zur staubigen Trockne ein, so erhält man die gereinigte Potasche, ein trocknes, weißes, krystallinisches aber keine vollkommenen Krystalle bildendes Salz, welches hygroscopisch ist, d. h. begierig Wasserdunst aus der Luft anzieht, dadurch feucht wird und endlich zerfließt. Die auf solche Weise gereinigte, obschon noch immer nicht vollkommen chemisch reine Potasche unterscheidet sich dadurch von der rohen, daß sie im Wasser vollständig löslich ist. Ihre Kohlensäure läßt sich durch jede andere Säure leicht verdrängen — man darf nur Essig auf das Salz gießen, so entweicht sie unter Brausen — aber durch Erhitzung läßt sie sich nicht austreiben.

b) Das Kali (Kalium-Oxyd, KO).

Wird dem kohlensauren Kali die Kohlensäure entzogen, so bleibt Kali übrig. Daß dies durch bloße Erhitzung nicht ausführbar sei, wurde so eben angedeutet; man muß also der Kohlensäure eine Base

darbieten, mit welcher sie sich, das Kali verlassend, verbindet. Dies scheint jedoch auch nicht wohl möglich zu sein, da Kali die stärkste aller Basen ist; dennoch vermögen wir es zu bewirken. Die Base, welche in diesem Falle das Kali zu verdrängen im Stande ist, ist das Calcium-Oxyd oder der gebrannte Kalk. Es vermag nämlich eine schwächere Base der stärkeren stets die Säure zu entreißen, wenn jene mit der Säure ein unlösliches Salz bildet, während das aus der Säure und der stärkeren Base bestehende Salz löslich ist. Dies ist aber hier der Fall, kohlensaures Kali ist leicht löslich im Wasser, kohlensaurer Kalk hingegen unlöslich. Darauf gründet sich das sogleich zu beschreibende Verfahren bei der Darstellung des Kali.

Man bringt in einem blanken eisernen Gefäße eine Auflösung von kohlensaurem Kali in der 15-fachen Menge Wasser zum Sieden, und setzt dann unter stetem Umrühren mit einem eisernen Spatel in kleinen Portionen, so daß das Sieden nicht unterbrochen wird, gebrannten Kalk hinzu, welchen man zuvor mit der 3-fachen Wassermenge zu einem gleichförmigen Brei gelöscht hat. Beträgt der zugesetzte Kalk drei Viertheile der angewendeten Potasche, so gießt oder schöpft man das noch heiße Gemisch in eine vorher stark erwärmte irdene Flasche, bindet dieselbe mit nasser Blase zu und läßt sie wenigstens 12 Stunden lang ruhig stehen, damit der Bodensatz sich ablagere. Die klare Flüssigkeit trennt man von diesem mittelst eines Hebers und dampft sie in dem vorher wohl gereinigten eisernen Gefäße bedeutend ab. Diese concentrirte Lauge füllt man in eine erwärmte irdene Flasche, welche gut verschlossen wird und einige Tage im Kühlen ruhig stehen muß, damit die noch darin enthaltenen fremden Salze möglichst vollständig herauskrystallisiren. Die abgeklärte Flüssigkeit, welche, damit sie nicht wieder Kohlensäure anziehe, in wohlverstopften Gefäßen bewahrt wird, ist eine Auflösung des Kalium-Oxydes, und heißt Aetzkalilauge, weil sie Pflanzen- und Thierstoffe rasch zerstört. Sie löset daher den Schmutz in der Wäsche auf, und wenn man sie zwischen den Fingern reibt, so hat man ein schlüpfriges Gefühl, weil sie die Haut allmählig auflöset. Wie sie zur Seifenbildung angewendet wird, werden wir in der organischen Chemie betrachten.

Gießt man zu der Lösung eines Metallsalzes (z. B. Eisen-, Kupfer- oder Zinkvitriol) Kalilauge, so reißt diese die in dem Salze enthaltene Säure an sich, es entsteht ein Kalisalz und das Metall-Oxyd wird frei. Kali, als die stärkste Base, neutralisirt alle Säuren und bildet Salze mit ihnen, welche meist im Wasser leicht löslich sind.

Kocht man Aetzkalilauge in einem silbernen Kessel bei starkem Feuer rasch ein, bis eine Probe davon beim Auftröpfeln auf einen kalten Körper erstarrt, und gießt sie dann auf ein Metallblech, so erhält man Aetzkalihydrat, d. h. eine Verbindung des Kali mit Wasser in starrer Form. Gewöhnlich setzt man das Eindampfen fort, bis die Masse glüht, und gießt dieselbe dann in kleine Stangen; so findet man das Aetzkali gewöhnlich in den Apotheken. Das in dem Kalihydrat enthaltene chemisch gebundene Wasser läßt sich durch Glühen nicht austreiben, es nimmt also gewissermaßen dem Kali gegenüber die Stelle einer Säure ein, während es in andern Hydraten, z. B. in der englischen Schwefelsäure, gleichsam eine Base vertritt.

c) Das Kalium (K).

Wird dem Kali (KO) der Sauerstoff (O) entzogen, so erhält man Kalium (K). Die Darstellung desselben kann nur im Großen erfolgen, und erfordert vorzügliche Apparate. Man bringt in einer schmiedeeisernen Retorte ein inniges Gemenge von gereinigtem kohlensauren Kali und Kohlenpulver zum heftigsten Weißglühen; hierbei reißt die Kohle den Sauerstoff an sich und das freigewordene Kalium geht als Dampf in die mit der Retorte luftdicht verbundene, mit Steinöl — einer sauerstofffreien Flüssigkeit — gefüllte Vorlage, wo es sich zu Kugeln verdichtet.

Das Kalium, erst seit 1807 bekannt, ist zinnweiß, $^4/_5$ mal so schwer als Wasser, bei + 10 bis 15° weich wie Wachs, bei 0° spröde, schmilzt bei + 55° und verdampft in der Rothglühhitze in grünen Dämpfen. An der Luft nimmt es sogleich Sauerstoff auf und wird zu Kali. Erhitzt man es an der Luft, so fängt es Feuer und brennt. Es zersetzt sogar eiskaltes Wasser mit großer Heftigkeit, indem es, in kreisende Bewegung gerathend, ihm den Sauerstoff entreißt; der freigewordene Wasserstoff verbrennt in Folge der durch den energischen chemischen Prozeß entstandenen Wärme und zwar ist seine Flamme durch die zugleich mit verbrennenden Kalium-Dämpfe violett gefärbt. Das verschwundene Kalium ist als Kalihydrat im Wasser gelöset, weshalb dieses alkalisch reagirt.

(Wer sich ein Stückchen Kalium verschaffen kann und den eben erwähnten interessanten Wasserzersetzungs-Versuch anstellt, wähle dazu ein weites, tiefes, nur zu $^1/_3$ mit Wasser gefülltes Glas, denn zuletzt zerspringt das Kalium und könnte bei Anwendung eines flachen Gefäßes den Experimentirenden gefährlich verletzen.)

2. Kali und Säuren, Kalisalze.

Das Kali hat unter allen Basen die größte Anziehung gegen die meisten unorganischen und organischen Säuren und neutralisirt sie am vollkommensten, so daß bei schwachen Säuren sogar die alkalische Reaction des Kali vorwaltet. Wir betrachten nur die für die Gewerbe oder für die Arzneikunst wichtigen Kalisalze.

a) Kohlensaures Kali oder Potasche (KO, CO_2) wurde bereits besprochen. Aus ihm stellt man die meisten Kalisalze dar, indem man die Kohlensäure durch eine andere Säure vertreibt. Es reagirt basisch, ist aber im Stande, noch ein Atom *Kohlensäure* aufzunehmen, und heißt dann:

doppelt-kohlensaures Kali ($KO, 2\,CO_2 + HO$). *Man* bildet es am einfachsten, indem man eine Lösung des einfachen kohlensauren Kali mit kohlensaurem Ammoniak in einer Retorte erhitzt. Das Ammoniak wird flüchtig und geht in die mit concentrirtem Essig gefüllte Vorlage. In dieser entsteht daher essigsaures Ammoniak, während die freigewordene Kohlensäure an das kohlensaure Kali tritt. Das auf diese Weise entstandene doppelt-kohlensaure Kali krystallisirt in wasserhellen verschobenen vierseitigen Tafeln oder Säulen, welche an der Luft keine Veränderung leiden und deren Lösung im Wasser weder sauer noch basisch, also neutral reagirt. Durch Erhitzung vertreibt man das zweite Atom Kohlensäure, und erhält wieder einfach-kohlensaures Kali.

b) Schwefelsaures Kali (KO, SO_3) wird aus Potasche dargestellt und ist neutral; erwärmt man eine Lösung dieses Salzes mit Schwefelsäure, so entsteht:

saures schwefelsaures Kali oder doppelt-schwefelsaures Kali ($KO, 2\,SO_3 + HO$).

c) Salpetersaures Kali, Kali-Salpeter oder Salpeter (KO, NO_5). Seine Gewinnung wurde bereits Abschnitt I., Kap. 5, 4. a. besprochen; seine wichtigste Anwendung findet bei der Fabrikation des Schießpulvers statt.

Auf glühende Kohlen gelegt, verpufft der Salpeter, indem eine Zerlegung der aus Sauerstoff und Stickstoff bestehenden Salpetersäure (NO_5) geschieht, und zwar vereinigt sich der Sauerstoff mit dem Kohlenstoff zu Kohlensäure, während der Stickstoff frei wird; die beiden Gase dehnen sich vermöge der bei dem Abbrennen entstehenden

Hitze plötzlich gewaltig aus und bewirken so die Verpuffung, welche im eingeschlossenen Raume, z. B. im Flintenlaufe, zur Explosion wird und die Kugel mit größter Gewalt heraustreibt. Damit nun dem Salpeter bei seiner Anwendung zu Schießpulver der erforderliche Kohlenstoff und zwar im glühenden Zustande dargeboten werde, mischt man ihn mit Kohlen von weichem Holze und Schwefel (gewöhnlich 1 Theil Kohlen und 1 Theil Schwefel auf 6 Theile Salpeter). Der Schwefel dient als leicht feuerfangender Stoff und verbindet sich zugleich mit dem Kalium des Salpeters zu Schwefelkalium. Dadurch wird doppelt so viel Kohlensäure frei gemacht, als ohne Anwendung von Schwefel. Aus $KO, NO_5 + 3C + S$ wird: $KS + N + 3CO_2$. Im Gewehrlaufe bleibt also Schwefelkalium zurück, welches mit der Feuchtigkeit der Luft bald Schwefelwasserstoff (HS) bildet, der sich durch seinen Geruch nach faulen Eiern kundthut; ein Theil des Schwefels aber tritt an das Eisen des Flintenlaufes und bildet an den inneren Wandungen desselben schwarzes Schwefeleisen (FeS).

Das Zerkleinern und Mischen der das Schießpulver bildenden Materialien geschieht in den Pulverfabriken (Pulvermühlen) durch Stampf- oder Walzwerke, bei denen alles Metall vermieden ist. Die Masse wird beständig angefeuchtet, um der Entzündung vorzubeugen. Ist sie ganz gleichförmig geworden, so körnt man sie in pergamentnen Sieben, welche in kreisende Bewegung gesetzt werden; hierauf wird das Pulver an der Sonne unter Glasfenstern oder in Trockenhäusern durch Ofenwärme getrocknet. Nun wird es nochmals gesiebt, um das Mehlpulver abzusondern, und um verschieden stark gekörnte Sorten zu erhalten. Damit ist das zum Kriegsgebrauch oder zu Feuerwerken bestimmte Pulver fertig und wird in Fässer gestampft; das Jagdpulver hingegen wird zuvor noch geglättet, indem es in Fässern, welche im Innern mehrere von Boden zu Boden reichende glatte Stäbe haben, in heftige kreisende Bewegung gesetzt wird, wobei sich die Pulverkörner an einander, an den Stäben und an den Wänden glatt reiben und dann weniger abfärben, auch an der Luft nicht so leicht feucht werden. Natürlich muß nach dem Glätten das Sieben noch einmal wiederholt werden.

Daß man den Salpeter auch zum Einpökeln des Fleisches anwendet, um dasselbe vor Fäulniß zu bewahren, ist allbekannt.

d) Chlorsaures Kali (KO, ClO_5) lernten wir bereits bei unserm ersten Versuche kennen. Hier sei nur noch seiner Anwendung

zu den früher sehr üblichen Feuerzeugen gedacht, bei denen man ein Zündhölzchen in ein Fläschchen tauchte, worin sich Schwefelsäure und, um das tiefe Eintauchen zu verhindern, Asbest befand. Die Zündmasse an dem Hölzchen bestand aus chlorsaurem Kali, Schwefel und Gummi arabicum und war durch Zinnober roth gefärbt. Sobald das chlorsaure Kali mit Schwefelsäure zusammenkommt, treibt diese die Chlorsäure aus; dieselbe zerfällt in ihre Bestandtheile und in Folge dieses chemischen Prozesses wird so viel Wärme entwickelt, daß der Schwefel sich entzündet und das Hölzchen in Brand setzt. — Das chlorsaure Kali wird aus Chlorgas und Kali gebildet, wobei Chlorkalium und chlorsaures Kali entstehen, die durch Krystallisation getrennt werden.

e) Kieselsaures Kali (KO, SiO_3) bildet Wasserglas und mit kieselsaurem Kalk oder Bleioxyd gewöhnliches Glas (s. Abschnitt I. Kap. 8, II.).

Auch mit den später, in der Pflanzen- und Thierchemie, zu besprechenden organischen Säuren bildet das Kali verschiedene wichtige Salze, von denen hier nur eines genannt sei, weil die betreffende Säure zu gleicher Zeit eine unorganische und eine organische ist: das saure oxalsaure Kali oder Kleesalz ($KO, 2\,C_2O_3 + 2\,HO$), welches man, gleich der Oxal- oder Kleesäure oft zur Entfernung der Dintenflecke aus der Wäsche anwendet (vergl. Abschnitt I., Kap. 6, 4. a).

3. Kalium und die Halogene.

a) Mit Chlor giebt Kalium: Chlorkalium, welches dem Kochsalz (Chlornatrium) höchst ähnlich, nur viel schärfer und ohne Anwendung ist. Es krystallisirt in Würfeln, wenn man Potasche und Salzsäure zusammenbringt;

aus $KO, CO_2 + HCl$
wird $KCl + HO + CO_2$ welche entweicht.

b) Mit Jod giebt Kalium: Jodkalium, welches ebenfalls würfelförmige Krystalle giebt, die in Wasser sehr leicht löslich sind und unangenehm salzig schmecken. Jodkalium ist giftig, wird aber gegen Kröpfe und andre Drüsenanschwellungen mit Vorsicht angewendet. Man kann es auf verschiedene Weise darstellen, am einfachsten, indem man Jod in Aetzkalilauge einträgt, bis sich die Flüssigkeit braunroth färbt, und diese darauf verdampft, endlich die Salzmasse

in glühenden Fluß bringt, auf eine eiserne Platte ausgießt, und das Salz in Wasser löset und krystallisiren läßt.

Aetzkali (KO) kann sich bekanntlich nicht unmittelbar mit dem einfachen Jod (J) verbinden, es entsteht vielmehr jodsaures Kali (KO, $J_2 O_5$) und Jodkalium (KJ_2); bei dem Glühen aber wird aus ersterem der Sauerstoff ausgetrieben, so daß es ebenfalls Jodkalium wird.

Erwärmt man Jodkalium mit concentrirter Schwefelsäure, so entweichen Joddämpfe (vergleiche Versuch 32).

c) Cyan und Kalium geben: Cyankalium (KCy), indem das Kalium im Cyangase sich entzündet und mit glänzendem Lichte verbrennt. Es ist giftig, wie Blausäure, während es in Verbindung mit Cyaneisen ($FeCy$) das nicht giftige gelbe Blutlaugensalz ($2KCy, FeCy + HO$) bildet, von welchem bei der Betrachtung des Eisens die Rede sein wird.

Behufs der Darstellung des Cyankaliums im Großen glüht man stickstoffhaltige Thierkohle (aus getrocknetem Blut, Horn- und Hautabfällen entstanden) mit kohlensaurem Kali (Cy ist, wie wir wissen, $= C_2 N$).

4. Kalium und Schwefel.

Glüht man schwefelsaures Kali mit Kohle, so entzieht letztere sowohl der Schwefelsäure, als dem Kali den Sauerstoff; es bildet sich einfaches Schwefelkalium (KS) und Kohlenoxyd (CO), welches entweicht, denn: $KO, SO_3 + 4C = KS + 4CO$.

Der Schwefel kann sich jedoch in mehreren Stufen mit dem Kalium verbinden (KS_2, KS_3, KS_5) und man stellt namentlich zum arzneilichen Gebrauch (zu Schwefelbädern) die Kalischwefelleber dar, indem man Schwefel mit dem $2^1/_2$fachen Gewichte Potasche in eisernen Gefäßen erhitzt, bis die Masse in Fluß kommt. Man erhält dadurch ein Gemisch von dreifachem Schwefelkalium und schwefelsaurem Kali, während die Kohlensäure entweicht.

$$4KO, CO_2 + 10S = KO, SO_3 + 3KS_3 \ldots\ldots + 4CO_2.$$

II. Natrium.

(Synonym: Sodium oder Sodametall; — chemisches Zeichen $= Na$; Mischungsgewicht $= 290$; specifisches Gewicht $= 0{,}9$ d. i. $^9/_{10}$ des Wassers.)

Das Natrium ist dem Kalium in den meisten Beziehungen höchst ähnlich, wir werden daher bei seiner Besprechung kürzer sein dürfen.

1. Darstellung des Natrium-Metalles.

Gleich dem Kalium kommt das Natrium nirgends in der Natur frei vor. Man stellt es ganz wie das Kalium dar, indem man dem kohlensauren Natron oder der Soda (NaO, CO_2) durch Kalk die Kohlensäure entzieht, und Natrium-Oxyd (Natron, Aetznatron, *kaustisches* Natron, NaO) erhält, aus diesem aber durch Glühen mit Kohle das Natrium-Metall (Na) frei macht.

a) Das kohlensaure Natron oder die Soda (NaO, CO_2).

Man findet dieses Salz hie und da in der Natur *fertig gebildet*, z. B. in den Natronseen Aegyptens, in Ungarn (Debreczin) aus der Dammerde ausblühend, in der Nähe von Vulkanen u. s. w.; auch wird es (im unreinen Zustande) aus der Asche verschiedener Seepflanzen unter dem Namen Kelp oder Varec gewonnen.

Das auf diesen Wegen gewonnene kohlensaure Natron reicht aber bei weitem nicht aus, da man es zum Waschen und Bleichen, bei der Glas- und Seifenfabrikation u. s. w. in ungeheuren Quantitäten verbraucht. Man stellt es daher in den Sodafabriken künstlich dar.

Die in der Natur in reichem Maße dazu dargebotene Natrium-Verbindung ist das Kochsalz (Chlornatrium, Na Cl). Erhitzt man dies mit Schwefelsäure, so entsteht schwefelsaures Natron oder Glaubersalz (NaO, SO_3) s. Versuch 32. Wird diesem durch Glühen mit Kohle der Sauerstoff entzogen, so entsteht Schwefelnatrium oder Natronschwefelleber (Na S). Erhitzt man das Schwefelnatrium mit Kohle und kohlensaurem Kalk, so läßt der Schwefel das Natrium los und bildet mit dem Calcium: Schwefelcalcium, während der Sauerstoff des Kalkes das Natrium zu Natron oxydirt, mit welchem die aus dem kohlensauren Kalk frei gewordene Kohlensäure zu kohlensaurem Natron oder Soda zusammentritt.

In den Sodafabriken bereitet man, indem man die Operationen vereinigt, ein inniges Gemenge von schwefelsaurem Natron, Kreide oder Kalkstein und Kohle und erhitzt dies, bis es zu einer ruhigen Masse schmilzt. Diese zieht man nach dem Erkalten mit Wasser aus und läßt die Lösung an einem warmen Orte stehen, wobei sich das kohlensaure Natron in großen, farblosen, wasserhellen, laugenartig schmeckenden Krystallen ausscheidet, welche über die Hälfte Krystallwasser enthalten (Na O, $CO_2 + 10$ HO). Glüht (calcinirt) man diese Krystalle, so erhält man wasserfreie Soda (NaO, CO_2), deren Wirkung natürlich doppelt

so stark ist, als die der krystallisirten. Viele Mineralquellen sind sehr reich an kohlensaurem Natron.

b) Das Natron (Natrium-Oxyd, NaO).

Die Darstellung des Natrons geschieht in derselben Weise, wie die des Kali. Auch hier erhält man das Aetznatron als Hydrat (NaO + HO) mit einem Atom Wasser verbunden, welches es nicht losläßt. Uebrigens ist das Natron in seinen Wirkungen und Eigenschaften dem Kali höchst ähnlich und wie dieses eine der stärksten Basen.

c) Das Natrium (Na).

Es ist silberweiß, so weich, daß es sich mit den Fingern zusammendrücken läßt, schmilzt bei + 90^0 und verdampft bei höherer Temperatur. Es ist höchst begierig nach Sauerstoff, wird daher unter Steinöl aufbewahrt. Kaltes Wasser zersetzt es zwar sofort unter heftigem Zischen, aber ohne daß das sich entwickelnde Wasserstoffgas Feuer fängt; bei warmem Wasser geschieht dies jedoch, und zwar ist die Flamme gelb.

2. Natron und Säuren, Natronsalze.

Natron bildet mit allen Säuren Salze, welche im Wasser leicht löslich sind. Die wichtigsten sind:

a) Kohlensaures Natron oder Soda (NaO, CO_2) s. oben. Durch Aufnahme eines zweiten Atoms Kohlensäure entsteht daraus: doppelt-kohlensaures Natron ($NaO, 2CO + HO$), s. Versuch 94.

b) Schwefelsaures Natron oder Glaubersalz (NaO, SO_3), nach seinem Entdecker, dem Arzte Glauber benannt. Es ist in vielen Mineralquellen enthalten, unter andern im Karlsbader Wasser; das bekannte Karlsbader Salz, ein Abführmittel, welches man durch Verdampfung des Mineralwassers erhält, ist ein Gemenge von kohlen- und schwefelsaurem Natron. Krystallisirtes Glaubersalz ($NaO, SO_3 + 10 HO$) enthält gleich der Soda über die Hälfte seines Gewichtes Krystallwasser; läßt man es an der Luft liegen, so verwittert es, d. h. es verliert sein Krystallwasser, wird undurchsichtig und zerfällt endlich in Pulver; auch durch Erhitzung kann es wasserfrei gemacht werden. — Vom Wasser wird das Glaubersalz bei einer Temperatur von + 33^0 am reichlichsten

aufgenommen. Bereitet man bei diesem Wärmegrade eine gesättigte Lösung, so krystallisirt ein Theil des Salzes heraus, wenn man die Wärme vermindert, ebenso, wenn man sie vermehrt.

Unentbehrlich für die Photographie (s. Abschnitt I. Kap. 3.) ist: das unterschwefligsaure Natron (NaO, S_2O_2), indem es Jod- und Chlorsilber aufzulösen vermag. Man stellt es unter Anderm dar, indem man 9 Theile ganz trocknes kohlensaures Natron und 5 Theile Schwefelpulver in einem irdenen Tiegel zusammen schmelzt, die Masse in eine eiserne Schale gießt und gut zudeckt. Es ist schwefelsaures Natron (NaO, SO_3) und Zweifach-Schwefelnatrium (NaS_2) entstanden. Man zerstößt die Masse, übergießt sie in einem Kochfläschchen mit der doppelten Menge Wasser, erhitzt gelind, filtrirt nach dem Erkalten, und läßt die Flüssigkeit in einer Untertasse, die man mit Papier bedeckt, an einem trocknen Orte stehn. Das Schwefel*natrium* wird, indem es Sauerstoff aus der Luft nimmt, zu unterschwef*ligsaurem* Natron, welches in großen Krystallen anschießt; das schwefelsaure Natron bleibt gelöst.

Warum bezeichnet man wohl die unterschweflige Säure mit S_2O_2, da doch SO dasselbe Verhältniß ausdrücken würde? — Wenn die unterschweflige Säure in einem Salze an die Stelle einer andern Säure, z. B. der Schwefelsäure (SO_3) tritt, so genügen nicht 200 Gewichtstheile Schwefel und 100 Gewichtstheile Sauerstoff — was die Formel SO ausdrückt — sondern es sind erforderlich: 400 Schwefel und 200 Sauerstoff $= S_2O_2$, um die Base zu neutralisiren.

c) Salpetersaures Natron oder Chili- und Natron*sal*peter (NaO, NO_5), s. Abschnitt I. Kap. 5, 4. a.

d) Phosphorsaures Natron ($NaO, PO_5 + 10HO$), ein leicht verwitterndes Salz.

e) Borsaures Natron oder Borax ($NaO, BO_3 + 10HO$) s. Abschnitt I. Kap. 8.

f) Kieselsaures Natron (NaO, SiO_3) bildet Wasserglas und, mit kieselsaurem Kali zu einem Doppelsalze verbunden, Kronglas, s. Abschnit I. Kap. 8.

3. Natrium und die Halogene.

Hier ist nur aufzuführen das Chlornatrium oder Kochsalz, welches bereits Abschnitt I. Kap. 3, II. 1. besprochen wurde.

4. Natrium und Schwefel.

Das Natrium tritt mit dem Schwefel in mehreren Verhältnissen zusammen. Diese Verbindungen entstehen direct durch Verbrennung des Natriums im Schwefeldampfe oder durch Zusammenschmelzung von Schwefel und Soda. Sie sind orangefarben, im Wasser leicht löslich, zersetzen sich an der Luft, indem sie Kohlensäure anziehen, und entwickeln Schwefelwasserstoff, wenn man zu ihrer Lösung Chlorwasserstoffsäure bringt, während Kochsalz zurückbleibt.

$$NaS + HCl = NaCl + HS.$$

Die Verbindungen des Natriums mit Schwefel heißen Natronschwefellebern.

Wir haben im Kali und Natron die kräftigsten Basen kennen gelernt. Ihnen schließt sich in dieser Beziehung das bereits Abschnitt I. Kap. 5, 4. b. betrachtete

Ammoniak (NH_3)

genau an, und es wurde bereits angedeutet, daß man sich deshalb veranlaßt fühlt, ein zusammengesetztes Metall, Ammonium (NH_4) anzunehmen, als dessen Oxyd ($NH_3 + HO = NH_4O$) das vom Wasser aufgenommene Ammoniak (der Salmiakgeist) zu betrachten wäre; doch ist ein solches Ammonium-Metall noch nie dargestellt worden.

Das Ammoniak ist ätzend (kaustisch) gleich dem Kali und Natron und alle drei werden als Hydrate dargestellt.

Das Ammoniak bildet wie Kali und Natron mit den Säuren Salze: kohlensaures, salpetersaures ꝛc. Ammoniak; mit Chlorwasserstoffsäure das salzsaure Ammoniak oder den Salmiak, der als Chlorammonium aufgefaßt werden kann (NH_3, $HCl = NH_4Cl$) u. s. w.

Kali, Natron und Ammoniak sind die drei eigentlichen Alkalien. Sie sind in Wasser leicht löslich und schmecken laugenhaft, weshalb man sie früher auch Laugensalze nannte, und zwar das aus Pflanzenstoffen gewonnene Kali: vegetabilisches, das dem Mineralreiche entstammende Natron: mineralisches, das in der Hitze verdampfende Ammoniak: flüchtiges Laugensalz.

Die meisten Kalisalze sind luftbeständig, einige zerfließen an der Luft; die an Krystallwasser reichen Natronsalze verwittern, die Ammoniaksalze werden in der Hitze verflüchtiget.

Lithium ist eine chemische Rarität, ohne Anwendung und unwichtig. Sein Oxyd, Lithion, färbt die Lichtflamme karminroth.

B. Die Erdalkali-Metalle.

Calcium, Baryum, Strontium.

Ueber Baryum und Strontium, als minder wichtige Elemente, mögen wenige Bemerkungen genügen.

Der Name Baryt (und der von ihm gebildete: Baryum) bedeuten schwer, weil Baryum die metallische Grundlage eines durch sein hohes spezifisches Gewicht ausgezeichneten Minerals, des Schwerspaths ist, der aus schwefelsaurem Baryt besteht, und in den Gängen der Bergwerke als Begleiter der Metalle häufig vorkommt. Weit *seltener* ist der Witherit (kohlensaurer Baryt), der z. B. mit *Bleiglanz* bei Tarnowitz in Schlesien gefunden und zuweilen als Rattengift gebraucht wird. Chlorbarium ist das schärfste Reagens auf Schwefelsäure, indem sofort unlöslicher schwefelsaurer Baryt niedergeschlagen wird, sobald man eine Lösung von Chlorbarium in Schwefelsäure tröpfelt. — Das Baryum-Metall wird aus dem Schwerspath dargestellt, indem dieser durch Glühen mit Kohle in Schwefelbaryum, dieses aber auf nassem Wege mittelst Kupferoxydul in Barythydrat verwandelt wird. Letzteres wird durch Electricität (durch eine voltaische Säule oder constante Batterie) in Berührung mit Quecksilber zerlegt, wodurch Baryumamalgam entsteht, von dem man in Steinöldampf das Quecksilber abdestillirt und freies Baryum gewinnt. Dieses ist silberweiß und mehr als doppelt so schwer als Wasser, welches es (gleich Kalium und Natrium) heftig zersetzt. — Die Barytsalze färben die Flamme grün und werden deshalb in der Feuerwerkskunst angewendet.

Das Strontium, dem Baryum sehr ähnlich, hat seinen Namen von seinem Oxyde, dem Strontian oder der Strontianerde, diese aber von dem Orte Strontian in Schottland, wo man ein dieselbe enthaltendes Mineral, den Strontianit (kohlensauren Strontian) findet. Ein anderes Mineral, der Cölestin, besteht aus schwefelsaurem Strontian. — Die Strontiansalze geben der Lichtflamme eine schöne Purpurfarbe, und werden, insbesondere das salpetersaure Strontian, in der Feuerwerkerei gebraucht.

Ausführlicher müssen wir besprechen:

III. Das Calcium.

(Calcium = Kalkmetall; chemisches Zeichen = Ca; Mischungsgewicht = 250.)

1. Darstellung des Calcium-Metalles.

Wie Kalium, Natrium u. s. w. kommt es in der Natur nicht frei vor; der Darstellungsgang ist: kohlensaurer Kalk (CaO, CO_2); Calcium-Oxyd (Aetzkalk, gebrannter Kalk CaO); Calcium (Ca).

a) Kohlensaurer Kalk (kohlensaure Kalkerde, Kalkspath, Marmor, Kalkstein, Kreide) CaO, CO_2.

Wie wir bereits wissen, und wie vorstehende Uebersicht andeutet, ist der kohlensaure Kalk ein Hauptbestandtheil der Erdrinde, und bildet bald ganze Gebirge, bald mächtige Lager. Im Thierreiche bestehen aus ihm die Muschel- und Eierschalen, die Gehäuse der Korallen. Im kohlensäurehaltigen Wasser findet er sich gelöset, obschon er in reinem Wasser unlöslich ist. Jenes nennt man hartes Wasser, und es ist bekannt, daß Hülsenfrüchte in demselben nicht weich kochen, weil sich eine Kalkkruste um dieselben bildet, wenn man nicht zuvor durch Sieden oder längeres Stehenlassen an der Luft die Kohlensäure vertrieben hat, worauf sich der kohlensaure Kalk niederschlägt.

Da die Kohlensäure eine schwache Säure ist, so kann sie durch jede andere Säure leicht vertrieben werden; gießt man daher eine solche auf kohlensauren Kalk, so entweicht die Kohlensäure mit Brausen, und es bildet sich je nach der angewendeten Säure ein anderes Kalksalz.

Will man jedoch die Kohlensäure entfernen, ohne eine andre Säure an ihre Stelle zu bekommen, so treibt man sie durch heftiges Glühen (Brennen) aus — bei Potasche und Soda war diese Methode nicht anwendbar — und es entsteht nun:

b) Calcium-Oxyd (gebrannter Kalk, Aetzkalk) CaO.

Das Brennen des Kalkes geschieht in hohen Kalköfen. Der gebrannte Kalk ist weiß, sehr hart und porös, ätzend und giftig, im Wasser etwas löslich (Kalkwasser s. Einleitung) und demselben laugenhaften Geschmack und alkalische Reaction mittheilend. Da er aus der Luft gierig Kohlensäure einsaugt und sich wiederum in kohlensauren Kalk verwandelt, so muß er in Fässern oder Flaschen bewahrt werden. Wie man seine Affinität zur Kohlensäure benutzt, um dieselbe aus verschlossenen

Räumen, aus Gasen und aus kohlensauren Salzen zu entfernen, haben wir mehrfach besprochen.

Besprengt man gebrannten Kalk mit Wasser, so sauget er dieses auf verbindet sich chemisch mit ihm unter heftiger Erhitzung und bildet, indem er in ein staubiges Pulver zerfällt, Kalkhydrat oder gelöschten Kalk.

Uebergießt man Aetzkalk mit vielem Wasser, so entsteht Kalkbrei, den man als Mörtel verwendet, und bei noch größerer Verdünnung Kalkmilch, mit welcher man die Zimmer weißet. Letztere verwandelt sich sofort in kohlensauren Kalk oder Kreide.

Bei dem Mörtel unterscheidet man:

1. Luftmörtel oder gewöhnlichen Mörtel, wie man ihn zu Landbauten anwendet. Der mit gutem Quarzsande gemischte Kalkbrei zieht, während das Wasser verdunstet, Kohlensäure aus der Luft an, und wird zu einem Gemisch von Kalkhydrat und kohlensaurem Kalk; aus einem Theile des Sandes (Kieselsäure) und des Kalkes bildet sich langsam kieselsaurer Kalk, und diese Stoffe machen endlich eine steinharte Masse aus.
2. Wassermörtel oder hydraulischer Kalk, den man zu Wasserbauten benutzt. Man erhält ihn durch das Brennen thonreicher Kalksteine, er zerfällt im Wasser ohne bedeutende Erhitzung zu einem dicken Brei, welcher schnell erstarrt und bald steinhart wird. — Ist er sehr reich an Thon, so erhärtet er besonders schnell, und heißt Cement.

Der Kalk ist ein wichtiges Düngungsmittel, denn viele Pflanzen gedeihen auf einem kalklosen Boden gar nicht, namentlich der Klee.

c) Calcium (Ca).

Auf electrischem Wege kann man aus dem Kalk das Calcium darstellen. Es ist silberweiß und glänzend, entzündet sich leicht an der Luft und verbrennt mit großem Glanze.

2. Kalk und Säuren, Kalksalze.

Die wichtigsten sind:

a) Kohlensaurer Kalk (CaO, CO_2) s. oben.
b) Schwefelsaurer Kalk ($CaO, SO_3 + 2HO$) oder Gyps. Er kommt in der Natur fertig gebildet vor, bald tafelförmig krystallisirt (Gypsspath, Marien- oder Frauenglas), bald faserig, bald

dicht oder körnig, bald erdig. Sehr reiner feinkörniger oder dichter Gyps wird unter dem Namen Alabaster zu Bildhauerarbeiten angewendet.

Wird der gewöhnliche wasserhaltige Gyps (in einer eisernen Schale unter stetem Umrühren) bis auf etwa 120 ⁰ erhitzt, so wird er wasserfrei (gebrannter Gyps). Dieser hat eine außerordentlich große Anwendung gefunden, weil er sich mit (etwa die halbe Raummenge betragendem) Wasser zu einem Brei anrühren läßt, der bald sehr fest und hart wird, weil sich der Gyps wieder mit dem Wasser chemisch verbindet; man benutzt deshalb den gebrannten Gyps zu Abdrücken, Verzierungen an Zimmerwänden und Decken (Stuccaturarbeiten) und zu den Gypsfiguren, die man in hohlen Formen anfertigt.

Einen Versuch kann man leicht anstellen. Man macht um eine Medaille oder scharf geprägte Münze einen Rand von steifem Papier, den man an den Enden festklebt, und der etwa so hoch übersteht, als die Dicke der Münze beträgt. Schüttet man nun gebrannten Gyps in eine Schale, gießt (dem Raume nach) halb so viel Wasser hinzu, rührt schnell um, und schüttet den Brei rasch in das Kästchen, dessen Boden die Münze bildet, so erhält man einen genauen (aber natürlich verkehrten) vertieften Abdruck des Gepräges, mittelst dessen man, wenn man die Gypsform mit Oel bestreicht, um das Ankleben zu verhindern, durch abermaliges Aufgießen von Gypsbrei beliebig viele erhabene Abdrücke darstellen kann.

Gyps ist im Wasser einigermaßen löslich, und bildet ein kräftiges Düngungsmittel, insbesondere für Hülsenfrüchte, welche zu ihrem Gedeihen sowohl des Kalkes als des Schwefels bedürfen.

c) Salpetersaurer Kalk (CaO, NO_5) siehe Salpetersäure.

d) Phosphorsaurer Kalk (CaO, PO_5) macht den Hauptbestandtheil der Knochen aus, findet sich in mehreren Mineralien, ist im Wasser unlöslich.

e) Kieselsaurer Kalk (CaO, SiO_3) ist in der Natur in vielen Mineralien enthalten und bildet einen Hauptbestandtheil des Crownglases.

f) Unterchlorigsaurer Kalk (CaO, ClO) als Bleichmittel, s. Versuch 46.

3. Calcium und die Halogene.

a) Chlorcalcium ($CaCl$) wurde Versuch 46. im Chlorkalk nachgewiesen.

Es krystallisirt mit vielem Krystallwasser, wenn man Kreide in verdünnter Salzsäure auflöset und die filtrirte Lösung bis zur Syrupdicke eindampft. Man muß die Krystalle schnell durch Löschpapier trocknen, und in einer fest verkorkten Flasche aufbewahren, sonst zerfließen sie. Mischt man in einem kalten Gefäße Chlorcalcium und Schnee, so werden beide feste Körper flüssig, und schlucken dabei so viele Wärme ein, daß das Quecksilber eines in die Mischung gehaltenen Thermometers starr wird, ein Weingeistthermometer aber bis — 40⁰ sinkt. — Macht man Chlorcalcium durch Glühen wasserfrei, so ist es so begierig nach Wasser, (hygroscopisch), daß man mittelst desselben gewöhnlichen Weingeist in wasserleeren (absoluten) verwandeln, und kleine Räume so wie Gase trocken machen kann.

b) Fluorcalcium (Ca Fl) bildet den Flußspath, s. Versuch 31.

4. Calcium und Schwefel.

Man erhält Schwefelcalcium durch Glühen von 2 Theilen Gyps und 1 Theil Kohle; auch befindet es sich in mehreren natürlichen Schwefelquellen aufgelöset.

Rückblick.

Kali, Natron, Ammoniak und Kalk sind die kräftigsten Basen.

Sie sind im Wasser löslich und theilen demselben laugenhaften Geschmack und basische Reaction mit.

Kohlensaures Kali, Natron und Ammoniak sind ebenfalls im Wasser löslich und machen dasselbe alkalisch reagirend; kohlensaurer Kalk ist in reinem Wasser unlöslich, löslich aber in kohlensäurehaltigem Wasser.

Kali, Natron, Ammoniak und Kalk wirken ätzend (kaustisch).

Zweites Kapitel.

Die Erdmetalle.

Magnesium und Alumium.

(Beryllium, Zirkonium, Norium, Thorium, Yttrium, Terbium, Erbium.)

Die in Parenthese gestellten Elemente sind Seltenheiten, die nur in einzelnen, sparsam vorkommenden Mineralien enthalten, daher im Allgemeinen und insbesondere für uns unwichtig sind. Wir betrachten nur:

I. Magnesium.

(Talkerdemetall; — chemisches Zeichen = Mg; Mischungsgewicht = 158³/₄; specifisches Gewicht = 1,8.)

Das Magnesium kommt gleich allen übrigen leichten Metallen in der Natur nicht frei vor, wohl aber verschiedene Verbindungen desselben. So z. B. sein Oxydhydrat, Magnesia, im Brucit, kohlensaure Magnesia im Magnesit, Dolomit und Bitterspath; phosphorsaure Magnesia im Wagnerit, borsaure Magnesia im Borazit, kieselsaure Magnesia im Talk, Speckstein, Meerschaum, Serpentin, Asbest, in der Hornblende u. s. w., schwefelsaure Magnesia oder Bittersalz findet sich hie und da in Steppen und ist in den Bitterwässern, Chlormagnesium im Meerwasser aufgelöset enthalten.

Für die Arzneikunde wichtig sind:

a) die kohlensaure Magnesia, weiße Magnesia (MgO, CO_2);

b) die schwefelsaure Magnesia, das Bittersalz ($MgO, SO_3 + 7 HO$);

c) die Magnesia, gebrannte Magnesia, Magnesium-Oxyd (MgO), aus kohlensaurer Magnesia durch Glühen gebildet. Sowohl die kohlensaure, als die gebrannte Magnesia bilden ein äußerst lockeres, weißes Pulver, und können vorzüglich dadurch unterschieden werden, daß letztere mit Säuren nicht brauset, während dies bei ersterer (wegen der entweichenden Kohlensäure) stattfindet; das Bittersalz dagegen ist krystallisirt.

Das Magnesium ist wenig bekannt, silberweiß, glänzend, und verbrennt, an der Luft erhitzt, mit blendend weißem Licht zu Magnesia. Wasser wird vom Magnesium erst in der Siedhitze zersetzt.

Die Mineralien, welche Magnesia enthalten, fühlen sich glatt und fettig an, vorzüglich der Talk, weshalb sie auch Talkerde genannt wird; davon, daß die schwefelsaure Magnesia und das Chlormagnesium bitter schmecken, führt sie den Namen Bittererde.

II. Alumium.

(Synonym: Aluminium, Thonerdemetall, Alaunmetall; chemisches Zeichen = Al; Mischungsgewicht = 171¼.)

Das Alumium kommt in der Natur nicht frei vor, desto verbreiteter aber ist sein Oxyd, die Thon- oder Alaunerde ($Al_2 O_3$), welche theils frei, noch häufiger aber mit Säuren, namentlich mit Kieselsäure ($Si O_3$) verbunden erscheint. Aus reiner, krystallisirter Thonerde ohne eine Säure besteht der Edelstein Korund. Ist derselbe (durch Metalloxyde) blau gefärbt, so heißt er Saphir, die rothe Abänderung heißt Rubin, die gelbe orientalischer Topas. Auch der Smirgel, mit dessen Pulver man Edelsteine, Glas und Metalle schleift oder polirt, gehört zu der Gattung Korund. Diese krystallisirte Thonerde wird an Härte nur vom Diamant übertroffen, der bekanntlich auch aus einem der gemeinsten Stoffe, dem Kohlenstoffe, besteht. — Kieselsaure Thonerde bildet die Grundlage der meisten übrigen Edelsteine, z. B. des grünen Smaragds, des (meist gelben) Topas, des rothen (dann auch Rubin genannten) oder blauen Spinell u. s. w. Weit wichtiger als diese Schmucksteine sind die Thonsilikate, welche unter den Namen Töpferthon, Lehm, Porzellanerde, Bolus, Gelberde, Tripel, Steinmark, Schieferthon, Thonschiefer u. s. w. die nützlichste Anwendung finden. — Mit Kohlensäure verbindet sich weder die Thonerde noch ein anderes Oxyd der Erdmetalle.

Wir können diesen Gegenstand unmöglich erschöpfend behandeln, und betrachten nur näher: den Thon und den Alaun.

1. Der Thon.

Daß er im Wesentlichen aus kieselsaurem Alumium-Oxyd oder aus kieselsaurer Thonerde ($Al_2 O_3$, $Si O_3$) besteht, wurde oben gesagt. Er ist ein aus der Zersetzung des Feldspaths entstandenes Produkt. Der

Feldspath ist ein Doppelsalz, welches aus kieselsaurer Thonerde und kieselsaurem Alkali besteht, und durch kohlensäurehaltiges Wasser allmählig zersetzt wird, indem dieses das kieselsaure Alkali auflöset, so daß kieselsaure Thonerde mit mehr oder weniger unzersetztem Feldspath und freier Kieselsäure (Sand) gemengt, zurückbleibt und den Thon bildet, welcher im reinsten Zustande Kaolin oder Porzellanerde genannt wird.

Der Töpferthon enthält stets Eisenoxyd und wechselnde Mengen von Kali, Natron, Kalk u. s. w. Ist er mit vielem Sand gemengt und durch Eisenoxydhydrat gefärbt, so heißt er Lehm. Thon, Lehm und Sand bilden vorzüglich die Bestandtheile des Ackerlandes, indem der aus verwesenden organischen Stoffen bestehende Humus dazutritt. Je günstiger die Mischung von Thon und Sand ist, desto fruchtbarer ist der Boden. Reiner Thon bildet eine dichte Masse, in welcher die Wurzeln der Gewächse nicht fortkönnen, bei heftigen Regengüssen bekommt er eine harte Kruste, die das Wasser nicht hindurchläßt, bei anhaltendem Regenwetter saugt er sich voll und bleibt lange naß; daher ist reiner Thonboden unfruchtbar. Reiner Sandboden ist es ebenfalls aus entgegengesetzten Gründen. Jener kann durch Sand, dieser durch Thon verbessert werden.

Mit Wasser geknetet giebt der Thon eine bildsame (plastische) Masse, die im Feuer hart wird, weshalb sich der Thon vorzüglich zur Darstellung von allerlei Geräthschaften eignet, welche man unter dem Namen irdene Geschirre zusammenfaßt. Da sie porös sind und Flüssigkeiten durchdringen lassen, so müssen sie mit einem Glasflusse, der Glasur, überzogen werden.

Die wichtigsten gebrannten Thonwaaren sind:

a) Thon- und Lehmziegeln, welche als Mauerziegeln und Dachziegeln von Ziegelstreichern mit der Hand oder durch besondere Preßmaschinen aus mit Sand gemengtem Thon in Formen verfertigt werden. Nachdem sie an der Luft getrocknet sind, werden sie gebrannt. Der Uebergang von der gelben zur rothen Farbe, welcher dabei stattfindet, rührt von der Verwandlung des Eisenoxydhydrats in Eisenoxyd her. Zuweilen — namentlich für Luxusbauten — werden die Ziegeln glasirt, d. h. mit einem glasigen Ueberzuge versehen.

b) Gemeine Töpferwaaren werden vom Töpfer auf der Scheibe oder in Formen gebildet, glasirt und dann gebrannt. Die Glasur besteht gewöhnlich aus einem Bleiglase, welches durch Braunstein, Eisen- oder Kupferoxyd u. s. w. verschiedene Farben erhält.

c) Thonpfeifen (oft fälschlich Gypspfeifen genannt) verfertigt man aus einem reinen Thone, der beim Brennen weiß wird. Es werden auf einem glatten Tische dünne Walzen gerollt, die unten einen dicken Kopf haben; darauf durchsticht man sie mit einem Drathe, höhlt den Kopf mit einem metallenen Kegel aus, preßt sie in messingne Formen, die aus zwei Hälften bestehen, entfernt durch stumpfe Werkzeuge die Näthe, brennt sie in thönernen Gefäßen und tüncht sie mit einer aus Gummitraganth, Wachs und Seife gebildeten Masse.

d) Fayenze (so genannt von Faenza in Italien, wo man sie zuerst gut bereitete) wird aus sehr reinem, sich weiß brennendem Thon verfertigt, unglasirt in Thonkapseln halbgahr gebrannt, mit einer durch Zinnoxyd emailartig gemachten Glasur versehen und zum zweiten Male gebrannt.

e) Steingut (auch nach seinem Erfinder Wedgwood genannt) wird aus feinem Thon, der mit pulverisirtem Feuerstein innig gemengt ist, dargestellt und mit einer Composition aus Feuerstein, weißem Thon und Bleiweiß glasirt.

f) Porzellan. Diese schönste und kostbarste irdene Waare wird aus einem innigen Gemisch vom feinsten Thon (Porzellanerde), reinem Quarzsande und pulverisirtem Feldspath (kieselsaurer Thonerde mit Kali) dargestellt. Man bereitet aus diesen Materialien mit Wasser einen steifen Teig, das Porzellangut, bildet die Gefäße durch Drehen oder in Formen, trocknet, brennt, malt und vergoldet sie. Die Glasur ist ein farbloses Kaliglas, durch welches die weiße Porzellanmasse hindurchscheint. Die zur Porzellanmalerei angewendeten Farben müssen natürlich feuerbeständig sein, denn die Gefäße werden nach dem Malen noch einmal im Ofen geglüht. Specielleres gehört in die eigentliche Technologie.

2. Der Alaun.

Er ist ein Doppelsalz, in welchem schwefelsaure Thonerde ($Al_2 O_3$, $3\ SO_3$) mit schwefelsaurem Kali (KO, SO_3), Natron ($Na O$, SO_3) oder Ammoniak ($Am O$, SO_3 oder NH_3, SO_3) verbunden ist, wonach es Kali-, Natron- und Ammoniak-Alaun giebt.

Die Darstellung des Alauns im Großen geschieht aus einem Mineral, welches schwefelsaure Thonerde, Kali und Wasser enthält, dem Alaunstein. Derselbe wird zuerst geglüht, dann ins Wasser geworfen und

einige Monate in gemauerten Behältnissen mit diesem in Berührung gelassen, wobei er verwittert.

Das Wasser enthält nun den Alaun aufgelöset, welcher durch Verdampfung in Krystallen gewonnen wird. — Im Kleinen stellt man den Alaun dar, indem man reinen Thon durch schwaches Glühen auf einer heißen Ofenplatte porös macht, ihn pulverisirt und mit Schwefelsäure bis zum Sieden erhitzt. Es entsteht lösliche schwefelsaure Thonerde und die Kieselsäure wird abgeschieden. Man übergießt die Masse mit heißem Wasser und filtrirt, wobei die Kieselsäure auf dem Filtrum bleibt. Die durchgelaufene Flüssigkeit wird heiß mit einer Lösung von schwefelsaurem Kali vermischt, worauf beim Erkalten der Alaun krystallisirt.

Der Alaun wird in der Arznei, vorzüglich aber zur Färberei als sogenannte Beize gebraucht, indem er große Affinität zu den Farbestoffen hat und diese aus ihren Auflösungen an sich zieht.

3. Das Alumium.

Das reine Alumium ist in neuester Zeit, nachdem es zuerst von einem Deutschen, dem Professor Wöhler in Göttingen, in Gestalt kleiner Kügelchen von Nadelknopfs-Größe isolirt worden war, von dem Franzosen Sainte-Claire Deville in Massen von mehreren Pfunden dargestellt worden, und zeigt sich als ein äußerst werthvolles Metall. Es ist zinnweiß, frisch gegossen weich wie reines Silber, gehämmert hart und fest wie Eisen, leitet die Electricität 8mal besser als Eisen, schmilzt leichter, als Silber, läßt sich strecken, walzen und hämmern, ist luftbeständig und wird von Schwefel- und Salpetersäure in der Kälte nicht angegriffen, durch Salzsäure jedoch leicht gelöset. Mit Kupfer giebt es sehr harte und weiße Mischungen (Legirungen); dabei ist es nur $1/3$ so schwer, als Eisen, ein Küraß von Alumium würde also nur 7 Pfund wiegen, wenn ein eben solcher aus Eisen 21 Pfund wöge.

Leider ist jedoch bis jetzt die Darstellung des Alumiums mit zu großen Kosten verknüpft, als daß gegenwärtig schon eine technische Verwendung möglich wäre, denn das Loth kostet 15 Thaler, also mehr als Gold, wobei jedoch zu berücksichtigen ist, daß es nur $1/8$mal so viel wiegt, als Gold, mithin das gleiche Volumen Alumium nur den achten Theil des Goldes kostet. Deville spart, vom Kaiser Louis Napoleon mit reichen Geldmitteln unterstützt, keine Mühe, das Alumium wohlfeiler herzustellen, was bei dem vorhandenen Ueberflusse des wesentlichen Materials, der Thonerde, vielleicht doch zu hoffen ist.

Der genannte Chemiker bereitet zunächst Chloralumium, indem er geglühte Thonerde mit Kohle und Oel zu einem Teige mengt und in einem Tiegel bis zum Glühen erhitzt. Die erkaltete Masse wird zerkleinert und in einem Destillations-Apparate destillirt, während Chlorgas hinzugeführt wird. Es entweicht Kohlenoxydgas und das Chloralumium verdichtet sich in der abgekühlten Vorlage. So weit ist der Prozeß wohlfeil. Nunmehr aber muß dem Chloralumium das Chlor entzogen werden, damit es zu reinem Metall reducirt werde, und dies vermag man bis jetzt nicht anders zu bewirken, als durch das sehr theure Natrium-Metall. Vermag man erst dieses billiger darzustellen — wozu Aussicht ist, da es ja aus einem sehr wohlfeilen Material gewonnen und nur durch die Schwierigkeit seiner Gewinnung vertheuert wird — dann wird auch das Alumium allgemeine Verbreitung finden. (Nach einem Vortrage des Professor Dr. Duflos.)

Statt eines Rückblickes auf die leichten Metalle verweisen wir auf die am Anfange des zweiten Abschnittes gegebene Uebersicht.

Drittes Kapitel.

Wasser zersetzende unedle Erzmetalle.

Eisen, Zink, Zinn, Mangan, Kobalt, Nickel.
(Cadmium, Uran, Cerium, Lanthan, Didym, Aridium.)

I. Das Eisen.

(Lateinisch: **Ferrum**; chemisches Zeichen = **Fe**; Mischungsgewicht = 350; specifisches Gewicht über 7.)

Unter allen Metallen ist das Eisen für die Menschheit am wichtigsten, wichtiger und heilbringender als Gold. Auf welchem Standpunkte würden unser Ackerbau, unsere Künste und Gewerbe, unser Handel und Verkehr, unsere Kriegführung stehen, wenn wir kein Eisen hätten? — Daher hat es auch der allweise Schöpfer der Menschheit im reichsten Maaße dargeboten, zugleich aber die heilsame Bedingung angestrengter Arbeit schon an seine Darstellung geknüpft, denn außer den geringfügigen

Massen gediegenen Eisens, welche als Meteorsteine (Feuerkugeln) aus der Luft zuweilen niederfallen, wird das Eisen auf Erden fast nur im vererzten Zustande gefunden, und kann nur mühsam aus demselben in den rein metallischen versetzt werden. Uebrigens ist das Eisen das einzige unter den schweren Erzmetallen, welches sich nicht allein fast in allen Gesteinen in größerer oder geringerer Menge findet, vielen Quellen Heilkräfte verleihend, sondern auch von den Pflanzen aus dem Erdboden aufgenommen wird und einen wesentlichen Bestandtheil des Blutes der Menschen und aller rothblutigen Thiere ausmacht. In der Medicin wird es als kräftiges Heilmittel angewendet.

1. Die Eisenerze.

Das Eisen kommt in der Natur vorzüglich in zwei chemischen Verbindungen vor, es ist nämlich entweder mit Schwefel oder mit Sauerstoff verbunden.

Mit dem Schwefel tritt das Eisen hauptsächlich in drei Verhältnissen zusammen. Es bildet sich nämlich:

a) Einfaches Schwefeleisen ($Fe S$) aus 350 Gewichtstheilen Eisen und 200 Gewichtstheilen Schwefel, oder was dasselbe ist, aus $35 Fe + 20 S = 7 Fe + 4 S$, wie wir es Versuch 62. künstlich darstellten, um aus demselben den Schwefelwasserstoff zu gewinnen. Bedeckt man eine große, stark angefeuchtete Quantität davon mit Erde, so entsteht ein kleiner Vulkan, indem die Masse sich nach einiger Zeit entzündet und die Erde emporschleudert. Das einfache Schwefeleisen ist schwarz.

b) Anderthalb Schwefeleisen ($Fe_2 S_3$) aus 700 Theilen Eisen und 600 Schwefel (Verhältniß: 7 : 6) ist bronzeartig.

c) Doppelt Schwefeleisen ($Fe S_2$) aus $350 Fe + 400 S$ (7 : 8).

Letzteres findet sich sehr häufig in der Natur, bildet sehr schöne messinggelbe, am Stahle Funken gebende Krystalle, und führt den Namen Schwefelkies oder Eisenkies. Man benutzt es aber so wenig, als die zuvor genannten Verbindungen von Eisen und Schwefel zur Ausbringung des Eisens, denn schon eine geringe Beimengung von Schwefel raubt dem Eisen Festigkeit und Dehnbarkeit. Dagegen findet der Schwefelkies häufig Anwendung zur Darstellung des Schwefels, denn wenn man ihn in Retorten erhitzt, so destillirt die Hälfte seines Schwefels über und es bleibt einfaches Schwefeleisen zurück. Röstet man den

Schwefelkies und setzt ihn dann in Gruben der Einwirkung der Luft und des Wassers aus, so bildet sich schwefelsaures Eisenoxydul (Eisenvitriol), aus dem man wiederum Schwefelsäure gewinnen kann.

Da das Schwefeleisen für den Hüttenprozeß unbrauchbar ist, so benutzt man zur Gewinnung des metallischen Eisens nur diejenigen Eisenerze, in denen das Eisen mit Sauerstoff verbunden ist, also die Eisenoxyde und deren Salze.

Das Eisen geht mit dem Sauerstoff drei Verbindungen ein, nämlich: 1) Eisenoxydul ($Fe O$), welches für sich allein nicht darstellbar, sondern entweder mit Eisenoxyd (Eisenoxyduloxyd $= Fe O + Fe_2 O_3$) oder mit Säuren zu Salzen verbunden ist (z. B. schwefelsaures Eisenoxydul, Eisenvitriol $= Fe O, S O_3$); 2) Eisenoxyd ($Fe_2 O_3$) und 3) Eisensäure ($Fe.O_3$), eine schön kirschrothe Flüssigkeit, welche man erhält, wenn man Eisenoxyd in Kalilösung zertheilt und Chlorgas hinzuleitet.

Das Eisenoxydul ist wahrscheinlich schwarz, denn der Basalt, Thonschiefer u. s. w. verdanken ihm ihre dunkle Färbung; seine Salze (z. B. Eisenvitriol) sind grün, und die meisten grünen Steine sind ebenfalls durch Eisenoxydul gefärbt, z. B. der Serpentin. Das Eisenoxyd ist roth, und ist der Farbestoff in fast allen rothen Mineralien, seine Salze sind gewöhnlich braun. Das Eisenoxyduloxyd ist schwarz, wie der bei dem Schmieden des glühenden Eisens abspringende Hammerschlag zeigt, der aus dieser Verbindung besteht. Verbindet sich das Eisenoxyd mit Wasser, so entsteht braungelbes Eisenoxydhydrat oder der sogenannte Eisenrost ($Fe_2 O_3, 3 HO$). Von ihm ist der Sand und Lehm gefärbt, so wie der Schlamm eisenhaltiger Gewässer. Die Verwandlungen einer Farbe in eine andere, welche wir bei vielen chemischen Vorgängen an den Mineralien wahrnehmen, rührt von dem Uebergange einer Eisenverbindung in eine andere her. Die Lehmziegeln z. B. brennen sich roth, indem das Eisenoxydhydrat des Lehmes in Eisenoxyd übergeht; verwitterter Thonschiefer wird roth, weil das Eisenoxydul sich an der Luft in Eisenoxyd verwandelt u. s. w.

Nach diesen Vorbemerkungen führen wir die für die Gewinnung des Eisens wichtigsten Erze auf.

a) Der Spatheisenstein, kohlensaures Eisenoxydul ($Fe O, C O_2$), als krystallisirter Eisenspath oder in faseriger Textur als strahliger Eisenspath (Sphärosiderit), meist von grauer oder gelblicher Farbe. Er kommt mit Thon vermengt besonders in der Steinkohlenformation in England vor, und liefert ein vorzügliches Eisen.

b) Der Magneteisenstein, Eisenoxyduloxyd ($FeO + Fe_2O_3$), eisenschwarz ins Stahlgraue; wird vom Magnet angezogen und zieht selbst Eisen an. Er liefert besonders das schwedische Eisen.

c) Der Rotheisenstein, Eisenoxyd (Fe_2O_3), von schwarz bis blutroth; erscheint schwarz in Krystallen als Eisenglanz (oft auch strahlig oder dicht; roth hingegen: derb als rother Glaskopf, strahlig als Blutstein, erdig als Rotheisenocker, mit Thon gemengt als rother Thoneisenstein, stark abfärbend als Röthel u. s. w.

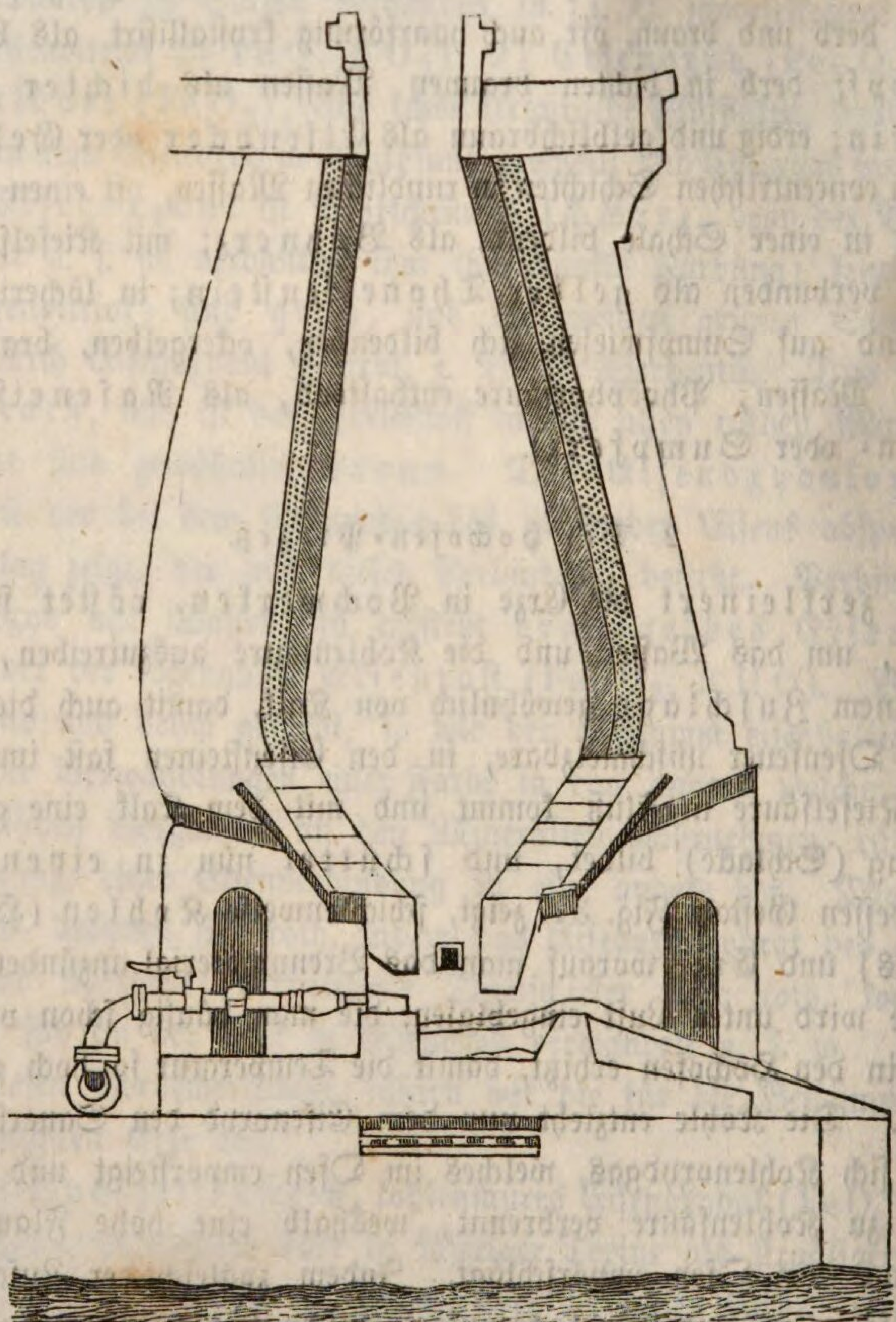
d) Der Brauneisenstein, Eisenoxydhydrat ($Fe_2O_3 + 3HO$), erscheint derb und braun, oft auch haarförmig krystallisirt, als brauner Glaskopf; derb in dichten braunen Massen als dichter Brauneisenstein; erdig und gelblichbraun als Eisenocker oder Gelbeisenstein; in concentrischen Schichten in rundlichen Massen, oft einen klappernden Kern in einer Schale bildend, als Bohnerz; mit Kieselsäure und Thonerde verbunden als gelber Thoneisenstein; in löcherigen, noch fortwährend auf Sumpfwiesen sich bildenden, ockergelben, braunen bis schwarzen Massen, Phosphorsäure enthaltend, als Raseneisenstein (Wiesen- oder Sumpferz).

2. Der Hochofen-Prozeß.

Man zerkleinert die Erze in Pochwerken, röstet sie, d. h. erhitzt sie, um das Wasser und die Kohlensäure auszutreiben, mischt sie mit einem Zuschlage gewöhnlich von Kalk, damit auch die für sich allein im Ofenfeuer unschmelzbare, in den Eisensteinen fast immer vorhandene Kieselsäure in Fluß kommt und mit dem Kalk eine glasartige Verbindung (Schlacke) bildet, und schüttet nun in einen hohen Ofen, dessen Gestalt Fig. 31. zeigt, schichtenweise Kohlen (Holzkohlen oder Coaks) und Erz, worauf man das Brennmaterial anzündet. Durch Gebläse wird unten Luft eingeblasen, die man häufig schon vor ihrem Eintritte in den Hochofen erhitzt, damit die Temperatur so hoch als möglich steigt. Die Kohle entzieht nun dem Eisenoxyd den Sauerstoff, und es bildet sich Kohlenoxydgas, welches im Ofen emporsteigt und oben an der Luft zu Kohlensäure verbrennt, weshalb eine hohe Flamme, die Gicht, aus dem Ofen emporschlägt. Indem zugleich der Zuschlag mit der Kieselsäure zu einer Schlacke zusammenschmilzt, wird das metallische Eisen frei, und die flüssige Masse kann von Zeit zu Zeit, wie es in der Hüttensprache heißt, abgestochen, d. h. durch eine bis dahin mit Lehm verstopfte Oeffnung am unteren Theile des Ofens herausgelassen werden,

wobei man zugleich die auf dem geschmolzenen Eisen schwimmende Schlacke herauszieht. Bringt man diese sofort in Formen, so erhält man, vorausgesetzt, daß der Hochofen mit Holzkohle geheizt worden, die trefflichsten Mauerziegeln. — So lange der Ofen aushält (oft mehrere Jahre hindurch), läßt man das Feuer nicht erlöschen, sondern schüttet immer wieder neue Schichten von Erz und Kohle von oben hinein. Dieser Zeitraum wird in der hüttenmännischen Sprache eine Campagne genannt.

Fig. 31.



Das so gewonnene Eisen heißt Roh- oder Gußeisen, und enthält außer andern Beimischungen namentlich noch bis 5 Procent Kohlenstoff. Es ist leicht schmelzbar, schon in der Weißglühhitze, und wird

daher, gewöhnlich nachdem es zuvor noch durch Umschmelzen gereiniget ist, zur Verfertigung der Eisengußwaaren verwendet. Dagegen ist es hart und spröde, und läßt sich weder hämmern noch schweißen. Diese Sprödigkeit wird eben durch den bedeutenden Gehalt an Kohlenstoff verursacht. Soll es schmiedbar werden, so muß dieser möglichst beseitiget werden. Dazu dient:

3. Der Frischprozeß.

Das aus dem Hochofen gewonnene Roh- oder Gußeisen wird, wenn es in Stab- oder Schmiedeeisen verwandelt werden soll, gefrischt, d. h. man erhitzt es bei starkem Luftzutritt fast bis zum Schmelzen, wobei sich die Unreinigkeiten ausscheiden und die Kohle verbrennt, so daß von letzterer nur $1/4$ bis $1/2$ Procent übrig bleibt.

Man frischt das Eisen entweder auf dem Frischherde (Herdfrischerei) oder in den Flammöfen der Puddlingswerke (Puddlingsfrischerei), so genannt, weil das Eisen immer umgerührt — gepuddelt werden muß. Das Eisen verwandelt sich im Frischfeuer in einen Klumpen (Luppe), welcher in einzelne große Stücke zertheilt unter gewaltige, 60—80 Centner schwere, von Wasser oder Dampf in Bewegung gesetzte Eisenhämmer gebracht wird. Das so behandelte Eisen wird sodann durch Hämmern zu vierkantigen Stäben oder zwischen Walzen zu runden Stäben, Eisenbahnschienen u. s. w. ausgestreckt.

Für verschiedene Zwecke (zu Nägeln, Messern, Reifen) wird das Stabeisen in den Zainhämmern bei schwächerem Feuer nochmals bearbeitet. Die Darstellung des Eisenbleches geschieht in der Regel zwischen Walzen. Zieht man Eisenstäbe durch die Löcher eines Zieheisens, einer Stahlplatte, und zwar durch immer kleinere, so erhält man Eisendrath.

Das Stab- oder Schmiedeeisen ist dehnbar und zähe und läßt sich in der Glühhitze schweißen, indem es dann weich wie Wachs ist, so daß man aus zwei Stücken ein einziges zusammenhämmern kann. Diese Eigenschaft, welche unter den Metallen nur das Eisen und Platin besitzen, ist für die Verarbeitung von höchster Wichtigkeit. Die übrigen Metalle werden in der Hitze auf einmal flüssig, ohne zuvor zu erweichen. Während das Gußeisen ein körniges Gefüge hat, ist das des Stabeisens faserig, doch wird es zuweilen durch anhaltenden heftigen Gebrauch auch körnig, weshalb z. B. Wagenachsen zuletzt brüchig werden.

Je reiner das Stabeisen ist, desto haltbarer ist es; eine geringe Beimischung von Phosphor (z. B. beim Raseneisenstein) verursacht, daß es in der Kälte leicht bricht (es ist kaltbrüchig), während es durch Schwefel rothbrüchig, d. h. in der Glühhitze beim Schmieden brechend gemacht wird.

4. Der Stahl.

Während das Roh- oder Gußeisen reich an Kohlenstoff, das Stab- oder Schmiedeeisen hingegen fast frei von demselben ist, steht der Stahl hinsichtlich seines Kohlenstoffgehaltes zwischen beiden, indem er etwa 1 Procent Kohlenstoff enthält.

Man stellt den Stahl dar:

1. als Roh-, Frisch- oder Schmelzstahl, indem man Roheisen, mit Schlacke bedeckt, im Gebläsefeuer schmelzt, damit ein Theil seines Kohlenstoffs verbrennt. Schmiedet man diesen Rohstahl zu dünnen Stäben, welche man zu Bündeln von etwa 12 zusammengelegt, aneinander schweißt und dann zu Stangen aushämmert, so erhält man den Gerbstahl, welcher sich gut schmieden und schweißen, aber weniger gut härten und poliren läßt, als anderer Stahl. — Oder man bereitet den Stahl, indem man dem Stabeisen Kohlenstoff zuführt, und dies ist der
2. Cementstahl oder Brennstahl. Man legt zu diesem Behufe Stangen von gutem Stabeisen zwischen Kohlenpulver in große, wohlverkittete Kisten, und setzt sie mehrere Tage hindurch der Weißglühhitze aus. Das Eisen nimmt Kohlenstoff auf und verwandelt sich ohne Schmelzung in Stahl. Aus dem Cementstahl bereitet man den berühmten Gußstahl, indem man ihn unter einer Decke von Glaspulver und Kalk in Tiegeln schmelzt. Dieser Stahl ist der gleichartigste, härteste und politurfähigste, und aus ihm werden die berühmten englischen Messerklingen verfertigt. Vorzüglich gut wird Stahl, wenn er etwas Braunstein und Phosphor enthält, daher wendet man zu seiner Bereitung am liebsten braunsteinhaltige Erze an und mischt die Holzkohle mit Knochenkohle.

Der Stahl ist weit dehnbarer, härter und elastischer, als das Eisen. Taucht man glühenden Stahl in kaltes Wasser, so wird er spröde und zerbrechlich, wie Glas, so daß er nicht mehr gebogen werden kann, ohne zu zerspringen. Glüht man ihn hierauf wiederum, ohne ihn im Wasser abzulöschen, so erhält er eine größere oder geringere Elasticität und Härte

und bei jedem Härtegrade eine andere Farbe von gelb bis blau und grau. Der gelbe nach dem Ablöschen am wenigsten erhitzte Stahl ist am härtesten und sprödesten, der durch die stärkste Erhitzung gewonnene blaue am weichsten und am meisten elastisch. Die Verminderung der Sprödigkeit des abgelöschten Stahles durch Erhitzung nennt man das Anlassen.

Scheidewasser erzeugt auf dem Stahle schwarze, vom Kohlenstoffe herrührende Flecken, und man kann daher durch diese Säure Figuren auf demselben hervorbringen. Dies ist das Damasciren des Stahls.

Bestreicht man eine Stahlnadel mit einem Magnete, so wird sie selbst für die Dauer in einen Magneten verwandelt; anderes Eisen bleibt nur so lange magnetisch, als es sich unter dem Einflusse eines Magneten befindet.

Gußeisen, Stabeisen und Stahl sind die drei für die Technik hochwichtigen Eisenarten. Aus Gußeisen verfertigt man alle Eisengußwaaren, aus Stabeisen die Nägel, die gewöhnlichen Ketten, Wagenachsen, Eisenbahnschienen u. s. w., aus Stahl die Messer, Feilen, Sägen, Uhrfedern, Scheeren u. dgl.

5. Der Eisenvitriol oder das schwefelsaure Eisenoxydul ($Fe\,O, S\,O_3 + 6\,HO$).

In der Medicin wendet man außer dem Eisen selbst und seinen Oxyden verschiedene Salze desselben an, z. B. das salpetersaure Eisenoxydul, das salpetersaure Eisenoxyd, das essigsaure Eisenoxyd, das phosphorsaure Eisenoxyd, das milchsaure Eisenoxydul u. s. w. Für die Technik ist am wichtigsten der grüne Eisenvitriol oder das schwefelsaure Eisenoxydul. Man erhält dieses Salz, wenn man eine Lösung des Eisens in verdünnter Schwefelsäure langsam abdampft. Es führt auch den sonderbar klingenden Namen Kupferwasser. Hält man nämlich ein blankes Eisen, z. B. eine Messerklinge, in eine Lösung des blauen Kupfervitriols (schwefelsaures Kupferoxyd), so überzieht sich das Eisen mit Kupfer und aus der Flüssigkeit wird Eisenvitriol, indem sich Eisen auflöset und mit der Schwefelsäure verbindet, während Kupfer frei wird. Auf diese Weise gewinnt man das sogenannte Cementkupfer im Großen aus kupfervitriolhaltigen Wassern. — Der Eisenvitriol wird in der Färberei und Druckerei vielfach angewendet, namentlich dient er zum Schwarzfärben und zur Bereitung der Dinte. Die bekannten Galläpfel enthalten zwei organische Säuren, Gerbsäure

und Gallussäure, welche mit dem Eisenvitriol in einer Lösung zusammengebracht die schwarze Dinte bilden. Gewöhnlich setzt man noch Alaun, Zucker und Gummi arabicum zu.

6. Eisen in Verbindung mit den Halogenen.

Mit Chlor bildet das Eisen grünes Eisenchlorür und rothes Eisenchlorid;
mit Brom grünliches Eisenbromür und rothes Eisenbromid;
mit Jod grünliches Eisenjodür und rothbraunes Eisenjodid.

Diese Haloidsalze werden in der Medicin zuweilen angewendet. Von größerer Wichtigkeit ist die Verbindung des Eisens mit dem Cyan, auf welche wir näher eingehen. Wird stickstoffhaltige Kohle (z. B. eingetrocknetes Blut, Hornspäne, Leder) mit trocknem kohlensaurem Kali (Potasche) gemengt zum Glühen erhitzt, so wird durch die Wirkung der Kohle Kalium erzeugt. Dieses veranlaßt im Augenblicke seines Entstehens den Stickstoff der Thierkohle, sich mit dem Kohlenstoff zu Cyan zu verbinden, welches sogleich mit dem Kalium zu Cyankalium zusammentritt. Löset man dies im Wasser auf, so erhält man die sogenannte Blutlauge. Erwärmt man nun die Blutlauge mit metallischem Eisen, so verdrängt dieses einen Theil des Kaliums, und tritt mit dem Cyan zu Eisencyanür zusammen. Das frei gewordene Kalium oxydirt sich sogleich durch den Sauerstoff des Wassers, während Wasserstoff entweicht, zu Kali, welches Kohlensäure aus der Luft anzieht, und zu Potasche wird, die in der Flüssigkeit gelöset bleibt. Dagegen krystallisirt aus dieser ein Salz in gelben Tafeln, welches seiner Zusammensetzung gemäß Kaliumeisencyanür ($2\,K\,Cy + Fe\,Cy + H\,O$), seiner Bildung aus der Blutlauge zufolge aber gelbes Blutlaugensalz genannt wird. Wer sich mit der chemischen Zeichenschrift vertraut gemacht hat, wird den ganzen, etwas verwickelten Vorgang mittelst nachstehender Formel leicht übersehen:

Aus: $3\,K\,Cy_2 + Fe + H\,O$
wird: $(2\,K\,Cy_2 + Fe\,Cy_2) + K\,O + H$.

Bei der Verdunstung geht $K\,O$ in $K\,O,\ C\,O_2$ über, welches gelöset bleibt, während das Kaliumeisencyanür krystallisirt.

Nimmt das Eisen mehr Cyan auf, so entsteht Kaliumeisencyanid oder rothes Blutlaugensalz. Dies erhält man, wenn man in eine verdünnte Lösung des gelben Blutlaugensalzes Chlor einleitet.

Aus: $2\,(2\,K\,Cy_2 + Fe\,Cy_2 + 3\,H\,O) + Cl_2$
wird: $K\,Cl_2 + (3\,K\,Cy_2 + Fe_2\,Cy_6)$.

Das gelbe Blutlaugensalz ist nicht giftig, während Cyankalium ohne Eisen zu den furchtbarsten Giften gehört, da es schon mit den schwächsten Säuren, z. B. mit den in dem Munde und Magen des Menschen befindlichen, die tödtliche Blausäure entwickelt. Eine beklagenswerthe Verwechslung beider Stoffe hat schon den plötzlichen Tod Kranker bewirkt.

Das Kaliumeisencyanür oder gelbe Blutlaugensalz liefert eine der prachtvollsten blauen Farben, das Berlinerblau oder Pariserblau. Man bringt, um dieses darzustellen, eine Lösung des gelben Blutlaugensalzes mit einer Lösung von Eisenvitriol zusammen. Die Schwefelsäure des letzteren bildet mit dem sich oxydirenden Kalium des ersteren lösliches schwefelsaures Kali, während das Eisen des Eisenvitriols mit dem aus dem Cyankalium frei gewordenen Cyan zu Eisencyanid zusammentritt, so daß eine unlösliche tiefblaue Verbindung von Eisencyanür und Eisencyanid ($3\,Fe\,Cy + 2\,Fe_2\,Cy_3$), also: Eisencyanürcyanid, d. i. Berlinerblau niedergeschlagen wird.

II. Das Zink.

(Lateinisch: Zincum; chemisches Zeichen = Zn; Mischungsgewicht = 406⁵/₈; specifisches Gewicht = 7.)

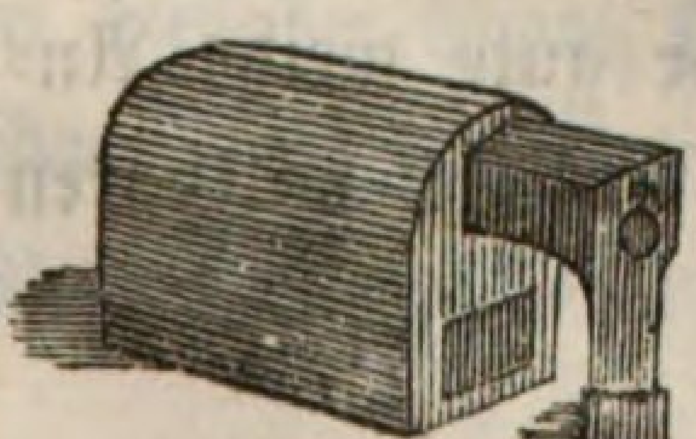
1. Die Darstellung des Zinks.

Das Zink wird im Mineralreiche nie gediegen, sondern stets durch Schwefel oder Sauerstoff vererzt gefunden. Die wichtigsten Zinkerze sind:

1. Zinkblende d. i. Schwefelzink ($Zn\,S$), weniger zur Darstellung des Zinks als zur Bereitung des Zinkvitriols und der Schwefelsäure angewendet;
2. Kieselzink, d. i. kieselsaures Zinkoxyd ($Zn\,O,\ Si\,O_3$);
3. Zinkspath, d. i. kohlensaures Zinkoxyd ($Zn\,O,\ C\,O_2$).

Letztere beide werden unter dem gemeinsamen Namen Galmei besonders benutzt, um metallisches (reguliniſches) Zink zu gewinnen. Man röstet die Erze, um die Kohlensäure, das Wasser und den Schwefel auszutreiben und Zinkoxyd zu erhalten. Dieses wird in thönernen Gefäßen von eigenthümlicher Gestalt (Muffeln) mit Kohle gemengt erhitzt. Durch ein vorn an der Muffel angebrachtes geknietes Rohr entweicht das aus dem Sauerstoffe des Zinkoxydes und dem Kohlenstoffe entstandene Kohlenoxydgas, zugleich aber tröpfelt das

Fig. 32.



durch die Hitze dampfförmig gewordene und schon in dem Abzugsrohre sich wieder verdichtende Zinkmetall in ein untergestelltes Gefäß mit Wasser. Man schmelzt das Metall hierauf noch einmal und gießt es dann *in* Platten.

Das Zinkmetall hat folgende Eigenschaften:

1. es ist bläulich-grauweiß, von strahlig-blättrigem Gefüge;
2. es dehnt sich beim Erwärmen mehr aus, als irgend ein anderes Metall;
3. es läßt sich bei einer Temperatur von 120—150 ⁰ hämmern, walzen und zu Drath ziehen, während es sowohl in der Kälte, als bei größerer Erhitzung spröde und brüchig ist;
4. es schmilzt bei + 400 ⁰, und bildet, dann ins Wasser geworfen, besonders wenn man es durch eine gelind geschüttelte Ruthe *fließen* läßt, Körner (granulirtes Zink);
5. bei noch höherem Wärmegrade verwandelt es sich in Dämpfe, welche an der Luft Feuer fangen und mit blendender, bläulich-weißer Flamme zu Zink-Oxyd (Zinkblumen) verbrennen;
6. bei dem Schmelzen überzieht es sich mit einem dünnen Häutchen von Suboxyd;
7. an feuchter Luft rostet es weiß, d. h. es überzieht sich mit einem weißen Häutchen von wasserhaltigem kohlensaurem Zinkoxyd, welches das Metall vor weiterer Oxydation schützt, und es dauerhafter macht, als das Eisen, das der Rost bald ganz durchfrißt;
8. es zersetzt Wasser bei Gegenwart einer Säure unter Entwickelung von Wasserstoffgas.

Man benutzt das Zink häufig zum Dachdecken, zu Rinnen, Röhren, Gefäßen u. s. w. Es wird vorzüglich vom Klemptner verarbeitet. Das im Handel vorkommende Zink ist nie chemisch rein, sondern mit Eisen, Blei und nicht selten auch mit Arsenik verbunden. Das Zinkoxyd bildet ein sehr leichtes, weißes Pulver, früher philosophische Wolle genannt. Es führt auch den sonderbaren Namen „weißes Nichts" — Nihilum album — und wird von den Landleuten als Augenheilmittel angewendet, weshalb diese zu sagen pflegen: „Nichts (schlesisch: Nischte) ist gut für die Augen." Außerdem giebt es eine sehr gute weiße Anstrichfarbe, das Zinkweiß, welches dem giftigen und weniger haltbaren Bleiweiß weit vorzuziehen ist.

2. Schwefelsaures Zinkoxyd oder Zinkvitriol ($ZnO, SO_3 + 7HO$).

Wir sahen dieses wichtige Zinksalz schon bei Versuch 13. entstehen, und lernten seine anderweitigen Namen: Galitzenstein, weißer Vitriol, Kupferrauch Abschnitt I, Kap. 2, 3. kennen. Es wird in der Arznei äußerlich angewendet; sein Genuß, wie der aller Zinksalze wirkt brechenerregend und giftig.

3. Zink und die Halogene.

Chlorzink, Jodzink und Cyanzink sind Arzneistoffe.

4. Zink und andre schwere Metalle.

Mit Kupfer zusammengeschmolzen (legirt) giebt das Zink Messing, Tombak, Semilor, Neugold und andre goldähnliche Legirungen; Zink, Kupfer und Nickel geben Neusilber.

III. Das Zinn.

(Lateinisch: Stannum; chemisches Zeichen = Sn; Mischungsgewicht = 736¼; specifisches Gewicht = etwas über 7.)

1. Darstellung und Eigenschaften des Zinns.

Das Zinn, schon den Phöniziern bekannt, die es aus England (Zinninseln) holten, wird in der Natur nur oxydirt, als Zinnstein gefunden. Aus diesem gewinnt man regulinisches Zinn, indem man das Erz durch Pochen zerkleinert, durch Waschen und Rösten reiniget und mit Kohle schmelzt. Durch Umschmelzung erhält man es sodann in der erforderlichen Reinheit, obschon noch immer etwas Blei, Kupfer und Arsenik darin bleibt.

Reines Zinn ist fast silberweiß, glänzend, sehr weich, so daß man es mit dem Messer schneiden kann, und so geschmeidig, daß es sich zu dünnen Blättchen (Stanniol, Zinnfolie) auswalzen läßt. Es knistert beim Biegen (es schreit) und theilt schweißigen Händen, mit denen es gerieben wird, einen unangenehmen Geruch mit. Das Zinn schmilzt schon bei + 228° C., und überzieht sich dabei mit einem grauweißen Pulver, Zinnasche, einem Gemenge von Oxyd und Metall. Schiebt man dies bei Seite, so entsteht es stets aufs neue, so daß man ganze Quantitäten Zinn in Zinnasche verwandeln kann, die man als Polirmittel benutzt. Bei gewöhnlicher Temperatur wird das Zinn an der Luft wenig

verändert, daher verfertigt man allerlei Geräthe aus demselben und überzieht leicht oxydirbare Metalle, z. B. Kupfer und Eisen damit. In höherer Temperatur und bei Anwesenheit einer Säure zersetzt es das Wasser unter Entwickelung von Wasserstoffgas. Zum Gebrauch wird es gewöhnlich mit Blei legirt, auch das Schnell- und Streichloth, womit der Klempner löthet, ist eine Mischung von Zinn und Blei. Mit Kupfer giebt es Glockenmetall, Stückgut (Kanonenmetall) und Bronze; durch Quecksilber amalgamirt, aber auch als reines Stanniol dient es zur Belegung der Spiegel (Spiegelfolie). Das unächte Blattsilber ist eine Legirung von Zinn und Zink. Messingene Stecknadeln verzinnt man, indem man sie in Wasser kocht, worin sich Zinnspäne und Weinstein befinden (Weißsieden). Weißblech ist verzinntes Eisenblech. Man reinigt dasselbe zu diesem Behufe und taucht es in geschmolzenes Zinn, oder man streicht letzteres mit Werg oder mit leinenen Lappen darauf. Erwärmt man Weißblech, bis das Zinn schmilzt, und fährt dann mit einem in Königswasser getauchten Schwamme darüber, so entstehen schöne krystallinische Zeichnungen, das Weißblech wird moirirt. Mit Zinnoxyd macht man Glasflüsse undurchsichtig und weiß (Email).

2. Zinn und Chlor.

a) Zinnchlorür ($Sn\,Cl$), im gewerblichen Leben Zinnsalz genannt, welches in der Färberei gebraucht wird, erhält man, wenn man Zinn in Salzsäure kocht, indem der Wasserstoff entweicht und Zinn und Chlor sich verbinden. Tröpfelt man in eine sehr verdünnte Lösung des Zinnsalzes Goldlösung, so entsteht ein purpurrother Niederschlag, Goldpurpur, welcher als Schmelzfarbe das Glas und Porzellan prächtig purpurroth färbt.

b) Zinnchlorid ($Sn\,Cl_2$) erhält man, wenn man Stanniolblättchen in Chlorgas wirft, worin sich dieselben sogleich entzünden und sich mit ihm zu einer farblosen, an der Luft sehr stark rauchenden, stechend riechenden und giftig wirkenden Flüssigkeit verbinden.

3. Zinn und Schwefel.

Zweifaches Schwefelzinn ($Sn\,S_2$) giebt eine schöne goldgelbe Farbe, welche unter dem Namen Musivgold gebraucht wird, um auf Holz, Gyps u. s. w. einen goldähnlichen Ueberzug hervorzubringen (Bronziren).

IV. Das Mangan oder Braunsteinmetall.

(Mangan: Manganum; chemisches Zeichen = Mn; Mischungsgewicht = 345; specifisches Gewicht = 8.)

Metallisches Mangan kommt in der Natur nirgends frei vor und ist überhaupt wenig bekannt und ohne Anwendung. Es ist weißgrau, sehr spröde, läßt sich pulverisiren, schmilzt nur in sehr großer Hitze und zersetzt Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur.

Mit dem Sauerstoff geht es fünf Verbindungen ein, nämlich zu Manganoxydul (Mn O), einer starken Base, zu Manganoxyd ($Mn_2 O_3$), Manganüberoxyd ($Mn O_2$), Mangansäure ($Mn O_3$) und Uebermangansäure ($Mn_2 O_4$).

Am wichtigsten hiervon ist das Manganüberoxyd oder der Braunstein, den wir bei der Sauerstoff- und Chlorbereitung kennen und anwenden lernten. Wir wissen bereits, daß er sehr leicht seinen Ueberfluß an Sauerstoff abgiebt. Daher verwandelt er das dunkelgrüne Glas in gelbes, indem er das jene Farbe bewirkende Eisenoxydul in Eisenoxyd verwandelt. Aus Bleiglätte, Thon und Braunstein stellen die Töpfer die schwarze und braune Glasur dar. Auch in der Färberei findet der Braunstein mannigfache Anwendung.

V. Das (der) Kobalt (Kobold).

(Lateinisch: Cobaltum; chemisches Zeichen = Co; Mischungsgewicht = 368³/₄; specifisches Gewicht = 8 und etwas darüber.)

„Die sächsischen Bergleute achteten vormals, da sie noch Silber genug hatten, das nützliche Koboldmetall so wenig, daß sie es eben deswegen spottweise Kobold, d. h. einen neckenden Berggeist, nannten. Nun aber sind sie froh, daß sie den Kobold haben, und der ist ihnen jetzt in der Gegend von Schneeberg fast nützlicher und einträglicher, als das Silber, denn es nähren sich gar viele Hände durch das Gewinnen des Kobolds und durch die Bereitung der schönen blauen Farbe, die daraus gemacht wird." (v. Schubert.)

Die wichtigsten Kobalterze sind Speiskobalt (Kobalt mit Arsen), Glanzkobalt (Kobalt mit Arsen und Schwefel) und Erdkobalt, letzterer gewöhnlich von erdiger Beschaffenheit. Das reine Metall wird selten dargestellt und ist unwichtig. Es ist dem Eisen ähnlich, wird gleich diesem vom Magnet angezogen und selbst bleibend magnetisch.

Seine wichtigste Anwendung findet das Kobalt in der Bereitung blauer Farben. Man pocht die Erze, röstet sie anhaltend, um das Arsen auszutreiben und erzeugt durch Erhitzung Kobaltoxyd. Mit fein geriebenem Sande vermischt giebt dies eine unter dem Namen Zaffer im Handel vorkommende blaue Farbe; mit pulverisirtem Quarz und Potasche zusammengeschmolzen aber, dann zerstampft, gemahlen, gesiebt und geschlämmt die noch schönere blaue Smalte, mittelst deren man besonders Glasflüsse blau färbt. Mit Stärke vermischt heißt sie Neublau und wird häufig zum Bläuen der Wäsche verwendet.

Eine Lösung von salpetersaurem Kobaltoxydul in Wasser dient als sympathetische Dinte, indem die mit derselben geschriebenen Worte unsichtbar bleiben, bis man das Papier erwärmt, worauf sie in blauer Farbe erscheinen, nach einiger Zeit jedoch wieder verschwinden.

VI. Das Nickel.

(Lateinisch: Niccolum; chemisches Zeichen = Ni; Mischungsgewicht = 370; specifisches Gewicht = 8.)

Es kommt gewöhnlich mit dem Kobalt in Gemeinschaft vor und läßt sich nur schwierig rein darstellen. Im reinen Zustande ist es fast silberweiß, hart, geschmeidig und dehnbar, von starkem Metallglanz und magnetisch wie der Kobalt. Seine wichtigste Anwendung ist die zur Bereitung des Neusilbers (Argentan's), indem es dem Messing eine fast silberweiße Farbe und größere Härte giebt. Neusilber, aus dem bekanntlich gegenwärtig sehr viele Geräthe verfertigt werden, besteht demnach aus Kupfer, Zink und Nickel.

Das Cadmium, zinnweiß, weich und biegsam, kommt zu selten vor, als daß es bedeutende Anwendung, deren es sonst wohl fähig wäre, finden könnte. In neuester Zeit wendet man in der Photographie das Jodcadmium zuweilen statt des Jodkalium an, weil es die Platten noch empfindlicher für das Licht macht, als das letztere. Das Uran findet in der Glasfabrikation und Porzellanmalerei Anwendung, indem sein Oxyd Glasflüssen eine gelbgrüne Farbe ertheilt. Cer, Lanthan und Didym sind kaum rein metallisch dargestellt worden, und auch ihre Oxyde sind sehr selten. Das Aridium ist erst 1851 entdeckt, also in der Chemie das jüngste Element; es ist übrigens noch nie im isolirten metallischen Zustande dargestellt worden.

Viertes Kapitel.

Wasser nicht zersetzende unedle Erzmetalle.

Blei, Kupfer, Wismuth, Chrom, Arsen, Antimon.
(Titan, Tantal, Niobium, Pelopium, Vanadin, Donarium, Wolfram, Molybdän.)

I. Das Blei.

(Lateinisch: Plumbum; chemisches Zeichen = Pb; Mischungsgewicht = 1296¼; specifisches Gewicht = 11½.)

1. Darstellung und Eigenschaften des Metalles.

Da das Blei in der Natur nirgends gediegen gefunden wird, so muß es aus seinen Erzen dargestellt werden. Das wichtigste Bleierz ist der Bleiglanz d. i. Schwefelblei, welches oft etwas Silber enthält. Außerdem findet man, jedoch seltener: Weißbleierz (d. i. kohlensaures Bleioxyd); Vitriolbleierz (schwefelsaures Bleioxyd) u. s. w.

Bei der Gewinnung des metallischen Bleies werden verschiedene Wege eingeschlagen. Entweder man schmilzt den Bleiglanz mit Eisen zusammen, und erhält, da das Eisen eine größere Affinität zum Schwefel besitzt, Schwefeleisen und Blei; oder man verwandelt den Bleiglanz durch Röstung in Bleioxyd, welches durch Schmelzung mit Kohle reducirt wird, indem Kohlenoxyd und Blei entsteht; oder man verwandelt den Bleiglanz durch einen entsprechenden Röstungsprozeß in ein Gemenge von Bleioxyd, schwefelsaures Blei (Bleivitriol) und Schwefelblei, woraus bei stärkerer Erhitzung entweichende schweflige Säure und metallisches Blei entsteht.

Aus: $2\,Pb\,O + Pb\,S$
wird: $2\,Pb + S\,O_2$; und
aus: $Pb\,O, S\,O_3 + Pb\,S$
wird: $2\,Pb + 2\,S\,O_2$.

Enthält der Centner Bleiglanz wenigstens drei Loth Silber, so wird er auf offnen Treibherden oxydirt, wobei das Silber unoxydirt zurückbleibt. Das Bleioxyd (Bleiglätte) kann entweder als solches verwendet oder mittelst Schmelzung mit Kohle wieder reducirt (in metallisches Blei

verwandelt) werden. Das im Handel vorkommende Kaufblei ist nie chemisch rein, sondern enthält stets Spuren fremder Metalle.

Reines Blei ist bläulichgrau, glänzt auf dem frischen Schnitte stark metallisch, ist so weich, daß es sich mit dem Messer schneiden läßt, färbt ab, läßt sich in dünne Blätter auswalzen, ist sehr schwer, schmilzt bei 322 ⁰ C., wobei es sich gleich dem Zink mit einem grauen Oxydhäutchen überzieht, welches sich immer erneuert, wenn man es hinwegschiebt, so daß man das ganze Metall in sogenannte Bleiasche, ein Gemenge von Metall und Oxyd verwandeln kann. In der Weißglühhitze siedet das Blei und verbrennt mit weißem Lichte zu Bleioxyd. Es zersetzt weder kaltes, noch heißes noch angesäuertes Wasser.

In trockner, reiner Luft und in luftfreiem Wasser behält das Blei seinen Glanz, in feuchter Luft wird es matt und grauschwarz. Ueberhaupt wird es in Berührung mit Luft, Wasser und Säuren sehr leicht oxydirt und es entsteht ein Bleisalz. Die Schwefelsäure bewirkt die Bildung von schwefelsaurem Bleioxyd, dies ist jedoch unlöslich, überzieht das Blei und schützt es vor weiterer Einwirkung, weshalb man das Blei zu den Bleikammern der Schwefelsäurefabriken anwenden, auch aus Blei Röhren zu Wasserleitungen ohne Nachtheil für die Gesundheit verfertigen kann, wenn das Wasser reich an schwefelsauren Salzen ist.

Die vielfache Verwendung des Bleies ist bekannt. Erwähnt sei nur noch die Verfertigung des Schrotes. Man schmilzt mit Arsenik versetztes Blei, gießt es durch einen eisernen Durchschlag, dessen Löcher die erforderliche Weite haben, und läßt es in eigens dazu erbauten Thürmen 100 bis 150 Fuß herab in einen mit kaltem Wasser gefüllten Behälter fallen.

2. Blei und Sauerstoff.

a) Bleioxyd (PbO), auch Blei- und Silberglätte genannt, entsteht in großer Menge, wenn Blei an der Luft stark erhitzt wird; das Blei entzündet sich dann und verbrennt zu Oxyd. Dies ist eine gelbe oder rothgelbe, glänzende, krystallinische Masse, und eine starke Basis, mit Säuren Salze bildend. Die Bleiglätte findet die mannigfachste Anwendung in der Technik.

b) Bleiüberoxydul (Pb_2O_3) oder Mennige erhält man durch Erhitzung des Bleioxydes an der Luft, ohne daß Schmelzung eintritt, wenn man es tagelang in dieser hohen Temperatur erhält. Die Mennige ist scharlachroth und dient zur Färbung der

Tapeten und des Siegellacks, ferner als Anstrichfarbe und zur Bereitung des Krystallglases.

c) Bleiüberoxyd (PbO_2) entsteht als ein braunes Pulver, wenn man die Mennige mit verdünnter Salpetersäure kocht.

Auf einer Kohle mit dem Löthrohr erhitzt, werden diese Oxyde zu metallischem Blei reducirt.

3. Bleisalze.

Diese sind äußerst giftig und erzeugen eine erst langsam aber furchtbar sich kundgebende Krankheit, die Bleikolik. Dennoch werden mehrere vielfach gebraucht. Die wichtigsten sind:

a) Kohlensaures Bleioxyd (PbO, CO_2) oder Bleiweiß, Silberweiß, Kremserweiß, ein weißes, pulverförmiges, im Wasser unlösliches Salz, welches mit Leinöl verrieben eine allgemein verbreitete Anstrichfarbe giebt, die jedoch gegenwärtig durch das Zinkweiß mit Recht einigermaßen in den Hintergrund gedrängt wird (s. Zink). Mit wenig Oel gut gemischt, giebt es den Glaserkitt. Man stellt das Bleiweiß im Großen auf verschiedene Weise dar. Nach der holländischen Methode gießt man in irdene Töpfe etwas schlechten Essig. Die Töpfe haben innerhalb ein Kreuzholz, auf welchem ein spiralförmig gerolltes dünnes Bleitäfelchen ruht. Man bringt viele solche Gefäße zusammen in große hölzerne Kästen, bedeckt sie mit Bleiplatten, stellt sie auf eine dicke Lage von Pferdemist und deckt sie auch oben mit diesem zu. In den Ecken der Kästen sind Luftlöcher angebracht, wodurch die Bleiplatten der Einwirkung der Luft, der aus den Töpfen aufsteigenden Essigsäure und der aus dem Miste sich entwickelnden Kohlensäure ausgesetzt werden. Das Metall oxydirt, durch die Essigdämpfe entsteht essigsaures und aus diesem kohlensaures Bleioxyd. Nach einigen Wochen haben sich die Bleiplatten fast gänzlich in Bleiweiß verwandelt. — Nach der französischen Methode leitet man einen Strom von Kohlensäure in eine Lösung von unteressigsaurem Bleioxyd, wodurch sich unlösliches kohlensaures Bleioxyd niederschlägt. — Nach der englischen Methode leitet man zu demselben Zwecke den Rauch brennender Coaks über einen aus Bleiglätte und Essig gebildeten Brei.

b) Essigsaures Bleioxyd oder Bleizucker krystallisirt in schönen farblosen, süßlich schmeckenden aber höchst giftigen Säulen

aus einer Lösung von Bleioxyd in Essigsäure. Es ist im Wasser leicht löslich und dient zur Darstellung der meisten andern Bleisalze, in der Färberei u. s. w.

4. Blei mit andern Metallen legirt.

Blei und Zinn geben das Schnellloth der Klemptner, auch bestehen die meisten zinnernen Gefäße aus einer Legirung von Zinn und Blei. Mit Antimon giebt Blei das Schriftgießermetall oder Letterngut; mit Arsen den Jagdschrot; mit Zinn und Wismuth (s. unter letzterem) das Rosesche Metall.

5. Der Bleibaum.

Löset man ein Loth Bleizucker in $^1/_2$ bis 1 Pfund Wasser, dem man noch einige Tropfen starken Essig zusetzen kann, gießt die Flüssigkeit in eine weiße Flasche, und hängt einen Zinkstreifen in diese, den man in den Kork befestigen kann, so bedeckt sich das Zink mit glänzenden Bleikrystallen, die sich fortwährend vermehren und nach 24 Stunden fast das ganze Gefäß in zierlicher baumartiger Gruppirung erfüllen.

Das Blei wird nämlich aus seinen Salzen durch das stärkere Zink verdrängt, daher hat man zuletzt in der Flüssigkeit nicht mehr, wie anfangs, essigsaures Bleioxyd, sondern essigsaures Zinkoxyd. Wägt man das ausgeschiedene Blei und das Zink, so findet man, daß an die Stelle von 1296 Gewichtstheilen Blei 407 Theile Zink getreten sind, daß also ein Atom Blei durch ein Atom Zink ersetzt worden ist. (Einen ähnlichen Vorgang s. Eisen. 5.)

II. Das Kupfer.

(Lateinisch: Cuprum; chemisches Zeichen = Cu; Mischungsgewicht = $396^1/_4$; specifisches Gewicht = $8^1/_2$—9.)

1. Darstellung und Eigenschaften des Kupfers.

Das Kupfer ist unter den unedlen Metallen beinahe das einzige, welches in Menge gediegen gefunden wird. Daher wurde es schon in den ältesten Zeiten, gewiß früher als das Eisen, angewendet. Wenn z. B. in der Bibel von ehernen Geräthen und von Erz die Rede ist, so ist stets Kupfer gemeint. Seinen Namen hat es von der Insel Cypern, (Kypros), von der die Alten das meiste Kupfer holten.

Es wird aber auch aus verschiedenen Erzen dargestellt, die es entweder als Oxyd, oder mit Säuren in salzartiger Verbindung, oder als Schwefelkupfer enthalten. Die wichtigsten Kupfererze sind:

a) Kupferkies, eine messinggelbe Verbindung von Schwefelkupfer und Schwefeleisen ($Cu_2 S + Fe_2 S_3$), woraus das meiste metallische Kupfer ausgebracht wird;

b) Kupferglanz, d. i. Kupfersulfür ($Cu_2 S$);

c) Malachit, d. i. kohlensaures Kupferoxyd (CuO, CO), grün und von schönem Aussehen, daher zu Dosen, Leuchtern, Ringsteinen, Ohrgehängen, Vasen und Tischplatten verwendbar;

d) Kupferlasur, ebenfalls kohlensaures Kupferoxyd, aber schön blau; schäumt gleich dem Vorigen wegen der entweichenden Kohlensäure auf, wenn man eine andere Säure daraufgießt.

Die Ausbringung des metallischen Kupfers aus dem Kupferkiese und Kupferglanze gehört zu den schwierigsten und umständlichsten hüttenmännischen Prozeduren. Zunächst werden die Erze wiederholt geröstet, wodurch ein Theil des Schwefels verflüchtiget und das Eisen oxydirt wird. Dann schmelzt man die Erze mit quarzhaltigen Zuschlägen, wodurch das Eisenoxyd mit der Kieselsäure verschlackt wird, so daß man ein reicheres Schwefelkupfer (Roh- oder Kupferstein) erhält. Dies wird wiederum geröstet und die oxydirte Masse wird aufs Neue mit Kohle und Kiesel geschmolzen, so daß ein mit Schwefeleisen und fremden Metallen verunreinigtes Kupfer, das Schwarzkupfer, entsteht. Dieses wird nunmehr im Gebläsefeuer so lange geschmolzen (gar gemacht), bis sich auf der Oberfläche eine durch Kupferoxydul rothgefärbte Schlacke (die Garschlacke) zeigt. Das so gewonnene Kupfer wird Garkupfer genannt und in runde Scheiben verwandelt. Indem man die erhitzte Oberfläche mit Wasser besprengt, entsteht eine feste Kruste, die man mit einer Zange abreißt und in kaltem Wasser ablöscht. Das dickere Stück, welches zuletzt übrig bleibt, heißt der Kupferkönig, doch ist auch dieser noch keineswegs chemisch rein, sondern enthält meist noch Blei, Silber, Nickel, Eisen, Arsen, Kohle, Schwefel und Kupferoxyd in geringen Mengen.

Weit leichter ist natürlich die Ausbringung des Kupfers aus solchen Erzen, in denen es nicht mit Schwefel, sondern mit Sauerstoff verbunden ist, da diese schon mittelst Kohle reducirbar sind.

Wie man metallisches Kupfer aus Wassern, welche Kupfersalze aufgelöset enthalten, durch Eisen gewinnt (Cementkupfer), wurde bei dem Eisenvitriol besprochen.

Das **Kupfer** besitzt eine eigenthümlich rothe Farbe und starken Metallglanz, es ist sehr zäh und hart, schmilzt schwerer als Silber, aber leichter als Gold und ist ein vorzüglicher Leiter der Wärme und der Electricität, weshalb es gewöhnlich zu Leitungsdräthen für die Telegraphen verwendet wird. In heftiger Weißglühhitze siedet es und verbrennt mit hellgrüner Flamme zu Oxyd.

Mit Sauerstoff bildet es drei Verbindungen: **Kupferoxydul** (Cu_2O), **Kupferoxyd** (CuO) und **Kupferüberoxyd** (CuO_2). Das erstere kann man leicht erzeugen, wenn man einen Pfennig mittelst einer Zange über eine Weingeistflamme hält und ihn dann schnell in kaltem Wasser ablöscht, er hat dann einen braunrothen Ueberzug von Kupferoxydul, den man auf Kupfermedaillen oft absichtlich erzeugt, um sie luftbeständiger zu machen (Bronziren). Bei längerer Erhitzung entsteht schwarzes **Kupferoxyd**. Ein Gemenge von beiden ist der bei den Arbeiten des Kupferschmiedes abspringende **Kupferhammerschlag**.

Die Anwendung des Kupfers zu Münzen und allerlei Geräthschaften ist bekannt.

2. Sauerstoffsalze des Kupfers.

a) **Basisch kohlensaures Kupferoxydhydrat**, gewöhnlich (doch nicht richtig) **Grünspan** genannt, bildet sich als ein grüner Rost, wenn das Kupfer der feuchten Luft ausgesetzt ist. Dieses Salz ist, wie alle Kupfersalze, äußerst giftig, daher sollte man alle kupfernen Kochgeschirre stark verzinnen und nie saure Gegenstände darin stehen lassen.

b) **Basisch essigsaures Kupferoxyd**, der eigentliche **Grünspan** des Handels, wird gewonnen, indem man Kupfer längere Zeit mit Essig in Berührung läßt, und giebt eine grüne, sehr giftige Farbe. Als Gegenmittel bei Vergiftungen durch Grünspan dienen Eiweiß und Milch. Mehrere unter verschiedenen Namen im Handel vorkommende (giftige) grüne Farbematerialien bestehen der Hauptsache nach aus Grünspan.

c) **Schwefelsaures Kupferoxyd oder Kupfervitriol** (blauer oder cyprischer Vitriol) wurde schon mehrfach erwähnt.

3. Kupferlegirungen.

Kupfer und Zink geben **Messing**, **Tombak**, **Semilor**, **Neugold** u. s. w.; zu feinen Blättchen geschlagenes Messing giebt das

unächte Blattgold (Goldschaum); Kupfer und Zinn geben Kanonenmetall; Kupfer, Zink, Zinn und Messing geben Bronze; Kupfer mit Arsen giebt Weißkupfer; Kupfer, Nickel und Zink bilden das Neusilber. Auch Gold und Silber werden gewöhnlich mit Kupfer legirt.

4. Die Galvanoplastik.

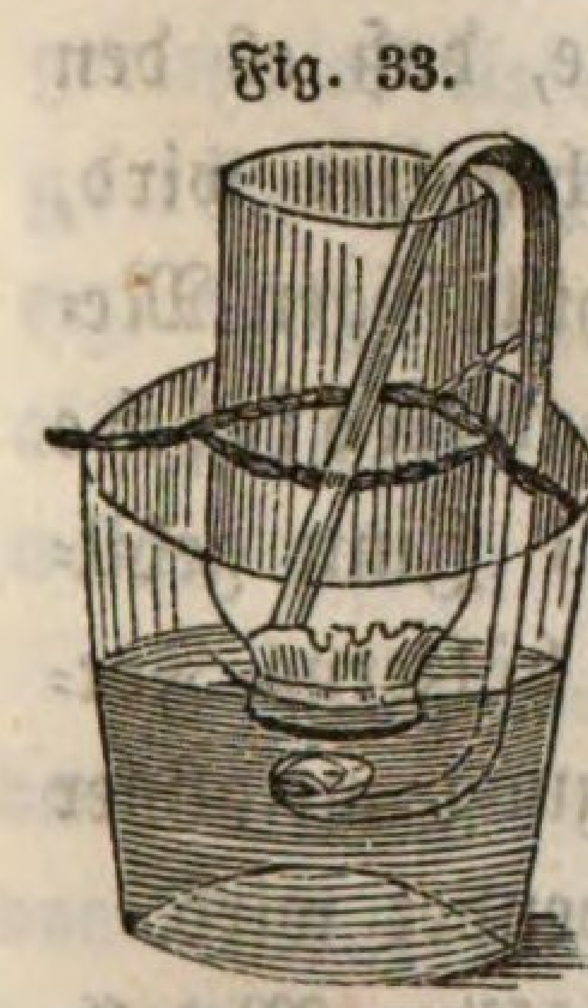
Darunter versteht man die Kunst, auf Metallgegenständen mittelst des galvanischen Stromes einen Ueberzug von Kupfer (oder Silber oder Gold) hervorzubringen, der entweder auf denselben haften soll (galvanische Vergoldung und Versilberung) oder abgehoben wird und dann ein treues Abbild des Gegenstandes lieferte.

Wie man sich von Münzen u. s. w. Kupferabdrücke mit leichter Mühe verschaffen kann, lehrt Stöckhardt auf folgende Weise.

Man überbindet die obere Oeffnung eines abgesprengten Flaschenhalses mit feuchter Blase. Um den Flaschenhals legt man einen Drath, und dreht ihn fest zusammen, so daß er genau anschließt und zugleich zwei oder drei Handhaben bildet, mittelst deren man die Vorrichtung, mit der Blase nach unten, in ein Trinkglas hängen kann.

Dann läßt man sich vom Klemptner einen fingerbreiten, 5 Zoll langen Streifen starkes Zinkblech mit einem eben so breiten, 10 Zoll langen Streifen Kupferblech zusammenlöthen, und biegt dies Blechband, wie es Fig. 33. zeigt. Auf den unteren, wagrechten Theil des Kupferstreifens legt man eine blanke Münze, z. B. einen Thaler. Nun füllt man den Flaschenhals bis zu $^3/_4$ mit sehr verdünnter Schwefelsäure (1 Theil Säure auf 16 Theile Wasser), steckt das Zink hinein und hängt den Apparat in das Trinkglas, worin eine gesättigte Lösung von Kupfervitriol und einige ganze Krystalle dieses Salzes sich befinden. Die Münze überzieht sich, indem der durch das Zink und Kupfer erzeugte galvanisch-electrische Strom metallisches Kupfer aus dem Kupfervitriol abscheidet, sehr bald mit einem dünnen Häutchen von Kupfer, welches allmählig immer stärker wird und endlich eine dicke Schicht bildet, die man leicht abheben kann, wenn man die Vorsicht gebraucht hat, den Rand der Münze mit Wachs zu bekleben, damit sich dort kein Kupfer absetzt. Man hat nun einen vertieften, höchst genauen Abdruck der Münze, den man wieder als Form gebrauchen kann, um einen erhabenen Abdruck zu gewinnen. Hört die

Fig. 33.



Gasentwickelung in dem Flaschenhalse auf, so setzt man einige Tropfen Schwefelsäure zu.

Behufs galvanischer Vergoldung oder Versilberung muß man natürlich statt der Lösung eines Kupfersalzes die eines Gold- oder Silbersalzes anwenden.

III. Das Wismuth.

(Lateinisch: Bismuthum; chemisches Zeichen = Bi; Mischungsgewicht = $1332^1/_2$; specifisches Gewicht = $9^4/_5$.)

Es wird meist gediegen gefunden, besonders im sächsischen Erzgebirge, ist aber nicht sehr verbreitet. Da es schon bei + 246^0 schmilzt, so gewinnt man es sowohl aus seinen Erzen als aus der Vermischung mit andern Metallen sehr leicht durch Aussaigerung, indem man jene auf einer schiefen Ebene gelind erhitzt, wobei das Wismuth abfließt.

Dasselbe ist röthlich weiß, glänzt stark, hat ein krystallinisch-blättriges Gefüge, ist sehr spröde und leicht zu pulverisiren, schmilzt, wie erwähnt, sehr leicht und dehnt sich, gleich dem Wasser, beim Erkalten aus. An der Luft stark erhitzt, verbrennt es mit prächtiger Feuererscheinung zu Wismuthoxyd, einem strohgelben Pulver, welches eine schwache Base ist und mit Säuren verschiedene Salze bildet, z. B. salpetersaures, kohlensaures Wismuth u. s. w.

Eine höchst merkwürdige Eigenschaft des Wismuth ist die, daß es den Schmelzpunkt anderer Metalle, mit denen es zusammengeschmolzen wird, bedeutend erniedriget, weshalb man es zu sogenannten leichtflüssigen Metallgemischen verwendet. Am bekanntesten unter diesen ist das Rosesche Metall, aus 2 Gewichtstheilen Wismuth, 1 Blei und 1 Zinn gebildet, welches schon in kochendem Wasser schmilzt, daher, in hölzerne Formen gegossen, das Holz nicht verbrennt und zur Anfertigung metallner Abdrücke in Holzformen für den Buch- und Zeugdruck verwendet wird.

Eine andere nützliche Anwendung finden solche leichtflüssige Metallcompositionen von bestimmtem, bekanntem Schmelzpunkte bei Dampfkesseln als Sicherheitsplatten, indem diese schmelzen, sobald die Hitze einen zu hohen Grad erreicht und dem Dampfe einen Ausweg öffnen.

IV. Das Chrom.

(Lateinisch: Chromium; chemisches Zeichen = Cr; Mischungsgewicht = $328^3/_4$; specifisches Gewicht = 6.)

Dieses nirgends gediegen vorkommende, besonders aus dem Chromeisenstein gewonnene Metall ist wegen der werthvollen Farbestoffe, welche

seine Oxyde und Salze liefern, wichtig, und hat davon auch seinen Namen, der soviel heißt, als Farbe. Es geht mit dem Sauerstoffe 4 Verbindungen ein: Chromoxydul (CrO), Chromoxyd (Cr_2O_3), Chromüberoxyd (CrO_2) und Chromsäure (CrO_3). Letztere bildet mit Kali ein rothes in schönen Tafeln krystallisirendes Salz, das rothe chromsaure Kali (KO, $2\,CrO_3$) im Handel schlechtweg Chromsalz genannt. Vermischt man eine Lösung desselben mit einer Lösung von essigsaurem Bleioxyd (Bleizucker), so erhält man chromsaures Bleioxyd (PbO, CrO_3), welches unter dem Namen Chromgelb einen beliebten gelben Farbestoff liefert. Erhitzt man dies mit Potasche, so entsteht Chromorange, welches weniger Chromsäure enthält, da ihm das Kali einen Theil derselben entzieht; schmilzt man Chromgelb mit Salpeter, so entsteht Chromroth von noch geringerem Gehalt an Chromsäure.

V. Das Arsen oder Arsenik.

(Lateinisch: Arsenium oder Arsenicum; chemisches Zeichen = As; Mischungsgewicht = 940; specifisches Gewicht = 5⁷/₁₀.)

Das Arsen kommt an verschiedenen Orten gediegen vor, und solches gediegenes Arsen wird unter dem Namen Scherbenkobalt oder Fliegenstein in den Apotheken vorräthig gehalten. Sonst erscheint es vererzt theils als Oxyd, theils in Salzen, theils mit Schwefel verbunden als Realgar und Auripigment oder Operment (Rauschgelb), welche giftige Farbstoffe bilden.

Das Arsenmetall ist stahlgrau und besitzt einen starken Metallglanz, den es aber an der Luft einbüßt, indem es sich mit einer dünnen Schicht von Suboxyd überzieht. Kocht man es dann mit Wasser, so löset sich das Häutchen auf und man erhält das sehr giftige Fliegenwasser, dessen Anwendung höchst unvernünftig und daher in vielen Ländern verboten ist.* Beim Erhitzen verwandelt sich das Arsen in farblosen, stark nach Knoblauch riechenden Dampf, ohne vorher zu schmelzen. Geschieht diese Verdampfung bei Luftabschluß, z. B. in einer verschlossenen Glasröhre, so setzt sich bei dem Erkalten an diese ein schwarzer Spiegel von metallischem Arsen an.

* Wer sich der lästigen Fliegen auf eine leichte und gefahrlose Weise entledigen will, koche Quassiaspäne, und gieße etwas davon auf grüne Blätter, die im Zimmer ausgelegt und mit etwas Zucker bestreut werden.

Man gebraucht das Arsen als Flußmittel bei der Bereitung des Glases, welches dadurch zugleich sehr weiß wird, ferner als Zusatz zum Blei in Schrotfabriken, um das Blei härter zu machen, in der Färberei u. s. w.

Geschieht die Verflüchtigung des Arsens bei Luftzutritt, so nehmen die Dämpfe Sauerstoff auf und verwandeln sich in arsenige Säure ($As_2 O_3$), welche man im gewöhnlichen Leben fast immer meint, wenn von Arsenik (weißem Arsenik, Rattengift) die Rede ist.

Die arsenige Säure wird in den sogenannten Gifthütten im Großen dargestellt, indem man die Arsenikerze bei Luftzutritt erhitzt, und die Dämpfe durch lange Kanäle (Giftfänge) leitet, in denen sie sich als weißes Pulver (Giftmehl) absetzen. Man läßt die arsenige Säure entweder in dieser Form, oder man sublimirt sie noch einmal in eisernen Retorten mit gut schließenden Vorlagen, wobei sie sich verflüchtiget und sich in der kälteren Vorlage zu einer zusammenhängenden, durchsichtigen, weißen oder gelblichen, glasartigen Masse, Arsenikglas, verbindet.

Mit arseniger Säure vergiftet man die Ratten, man reibt ausgestopfte Thiere und Pflanzen damit ein, um sie länger zu erhalten, man bereitet mit Kupferoxyd grüne Farben (Mineralgrün, Scheelsches Grün, Schweinfurter Grün u. s. w.) daraus, und wendet sie auch vorsichtig als Arzneimittel an.

Die arsenige Säure ist ein furchtbares Gift, schon der Genuß geringer Mengen bewirkt die fürchterlichsten Schmerzen in den Eingeweiden und einen qualvollen Tod. Dennoch giebt es Arsenikesser — die Gemsenjäger und die Mädchen in Steiermark — welche täglich eine Portion arsenige Säure (etwa von Nadelknopfsgröße) zu sich nehmen und davon ein kräftiges, blühendes Aussehen, besseres Geschick zum Bergsteigen aber eine heisere Stimme bekommen, und, einmal daran gewöhnt, den Genuß ohne Nachtheil nicht aufgeben können.

Da sich die arsenige Säure leicht verflüchtiget, so ist ein längerer Aufenthalt in Zimmern voll ausgestopfter Thiere (zoologische Museen) und in solchen, deren Wände oder Tapeten Arsenikfarben enthalten, sehr ungesund. Das sicherste Gegenmittel bei Arsenikvergiftungen ist das Eisenoxydhydrat (Eisenrost), weil dieses mit dem Arsen unlösliches arseniksaures Eisenoxyd bildet, welches auch von den Flüssigkeiten des menschlichen Körpers nicht angegriffen wird.

Die meisten absichtlichen Vergiftungen geschehen durch Arsenik. Dieses bleibt im Körper und wird nie mehr ausgesondert, es ist also auch noch

nach dem Tode in den Eingeweiden des Leichnams vorhanden, und da es leicht zu Metall reducirt werden kann, so ist es schon öfters möglich gewesen, Arsenikvergiftungen nach Jahren nachzuweisen.

Will man prüfen, ob ein weißes Körnchen aus arseniger Säure bestehe, so legt man dasselbe in eine an einem Ende in eine verschlossene Spitze ausgezogene Glasröhre, so daß es an die Spitze zu liegen kommt, und darüber einige Kohlensplitter. Erhitzt man nun mittelst der (durch das Löthrohr angeblasenen) Weingeistflamme erst die Stelle, wo die Kohle liegt, und sobald diese glüht, auch die Spitze, wo die Probe sich befindet, so verdampft die arsenige Säure, die Kohle entzieht ihr den Sauerstoff und metallisches Arsen überzieht die Röhre oberhalb der Kohle mit einem schwarzen, glänzenden Metallspiegel. Verflüchtigt man diesen durch Erhitzung, so erscheint, wenn er aus Arsenik bestand, der charakteristische Knoblauchsgeruch.

Sind organische Stoffe, z. B. Eingeweide, auf Arsenikgehalt zu prüfen, so verkohlt man sie zunächst durch Schwefelsäure und behandelt sie dann mit Salpetersäure, wodurch das Arsen in Arseniksäure verwandelt wird, die im Wasser löslich ist. Man zieht die Masse nun mit destillirtem Wasser aus und schüttet die Flüssigkeit in ein Glas, worein man zugleich Schwefelsäure gießt und Stückchen von chemisch reinem Zink wirft. Bekanntlich entsteht auf diese Weise Wasserstoffgas, mit diesem aber verbindet sich das Arsen zu Arsenikwasserstoffgas ($As H_3$). Man setzt einen Kork mit einer oben spitz zulaufenden Glasröhre auf das Glas und entzündet das ausströmende Gas. Ist wirklich Arsenikwasserstoffgas gebildet worden, so ist die Flamme blauweiß und wenn man einen Porzellanscherben in dieselbe hält, so überzieht sich derselbe mit einem grauschwarzen metallischen Ueberzuge, der durch Chlornatronflüssigkeit (Salzwasser) oder Chlorkalklösung augenblicklich hinweggenommen wird.

Das ist die Marsh'sche Arsenikprobe, welche für gerichtliche Untersuchungen von der höchsten Wichtigkeit ist, da man mittelst derselben auch die kleinsten Mengen von Arsen sicher entdecken und nachweisen kann.

Das Arsenikwasserstoffgas ist die giftigste Luftart, welche schon tödtet, wenn man nur geringe Mengen davon einathmet. Ein deutscher Chemiker, Gehlen, starb durch Einathmen einer sehr unbedeutenden Quantität derselben.

VI. Das Spießglanzmetall oder Antimon.

(Lateinisch: Antimonium oder Stibium; chemisches Zeichen = Sb; Mischungsgewicht = 1615; specifisches Gewicht = $6^7/_{10}$.)

Es kommt nur selten gediegen vor, und wird meist aus dem Grauspießglanzerz (Schwefelantimon) dargestellt. Im reinen Zustande ist das Metall fast zinnweiß, stark glänzend, krystallinisch, sehr spröde und leicht zu pulvern, in schwacher Glühhitze schmelzbar, in hoher Temperatur flüchtig. Seinen Namen hat es davon, daß das Grauspießglanzerz auf seinem Bruche aussieht, als sei es aus lauter kleinen glänzenden Nadeln zusammengefügt. Da es so leicht schmelzbar ist, daß es schon in einer Lichtflamme zerfließt, so kann es durch bloßes Aussaigern gewonnen werden. An der Luft auf Kohle mit dem Löthrohr stark erhitzt, verbrennt es zu antimoniger Säure (Sb_2O_3), deren Genuß heftiges Brechen erregt, wie denn überhaupt die Antimonverbindungen als Brechmittel angewendet werden. Am wichtigsten in dieser Beziehung ist der Brechweinstein, ein Doppelsalz aus weinsteinsaurem Kali und weinsteinsaurem Antimonoxyd (weinsteinsaures Antimonoxyd-Kali), von dem ein Gran in einem Loth Malagawein aufgelöset, den Brechwein giebt.

Außerdem braucht man in der Medizin das Chlorantimon oder die Spießglanzbutter, den Goldschwefel, ein orangefarbnes Pulver, aus Schwefelantimon bestehend u. A. m.

Das Antimon hat mit dem Arsen das Gemeinsame, daß es sich mit dem Wasserstoff verbinden kann. Wirft man in ein Fläschchen, in welchem sich Wasserstoff entwickelt, etwas Brechweinstein, so entsteht Antimonwasserstoff (SbH_3). Dieser brennt blaugrün (Arsenwasserstoff blauweiß), und bildet auf einem über die Flamme gehaltenen Porzellanscherben einen rein schwarzen (bei Arsen grauschwarzen) Spiegel von metallischem Antimon, welcher durch Chlornatronflüssigkeit nicht aufgelöset wird (bei Arsen geschieht dies augenblicklich).

Wegen dieses Verhaltens zählen viele Chemiker das Arsen und das Antimon nicht zu den Metallen, sondern zu den Metalloiden.

Die niederen Oxydationsstufen des Chrom, Arsen und Antimon verhalten sich bald wie Basen, bald wie Säuren, die höheren sind entschiedene Säuren.

Die übrigen in der Uebersicht des Kapitels genannten Metalle sind chemische Raritäten und für uns bedeutungslos.

Fünftes Kapitel.

Edle Erzmetalle.

Quecksilber, Silber, Gold, Platin.

(Rhodium, Iridium, Palladium, Osmium, Ruthenium.)

I. Das Quecksilber.

(Lateinisch: Hydrargyrum oder Mercurius; chemisches Zeichen = Hg; Mischungsgewicht = 1250; specifisches Gewicht = $13^1/_2$.)

1. Vorkommen und Eigenschaften des Quecksilbers.

Der deutsche Name bedeutet lebendiges Silber, und das Metall führt denselben, weil es bei gewöhnlicher Temperatur tropfbar-flüssig und äußerst beweglich ist. Die bedeutendsten europäischen Quecksilberbergwerke sind zu Idria in Illyrien, Almaden in Spanien und Landsberg in Baiern, auch aus China wurde und wird es eingeführt. Man versendet es in schmiedeeisernen Flaschen oder ledernen Beuteln, von China aus auch in ausgehöhlten Bambusröhren.

Es wird theils gediegen in kleinen Kügelchen, theils vererzt gefunden. Das wichtigste Quecksilbererz ist der Zinnober (Schwefelquecksilber), dessen reine Stücke als Farbematerial benutzt werden. Aus dem Zinnober gewinnt man metallisches Quecksilber durch Destillation unter Zusatz von Kalk und Hammerschlag; der Schwefel verbindet sich mit dem Zuschlage und das Quecksilber entweicht in Dämpfen, welche man auffängt, sich verdichten und in Tropfen niederschlagen läßt.

Reines Quecksilber ist silberweiß, wird bei — 40° C. (30° R.) starr und geschmeidig, so daß es sich hämmern und walzen läßt, bei + 360° verdampft es. Die Quecksilberdämpfe sind sehr giftig, und da das Quecksilber gleich dem Wasser und vielen anderen Flüssigkeiten auch bei gewöhnlicher Temperatur verdampft, so muß es stets mit großer Vorsicht behandelt werden. Reibt man es mit Fetten zusammen, so verliert es seinen Metallglanz, indem es sich äußerst fein zertheilt, und die bekannte graue Quecksilbersalbe besteht nur aus einem solchen Gemenge von Schweinefett und fein zertheiltem Quecksilber. In dieser

feinen Zertheilung ist es ebenfalls sehr giftig, während es im unzertheilten zusammenhängenden Zustande in bedeutender Menge verschluckt werden kann, ohne nachtheilige Folgen zu erzeugen. Aerzte verordnen es zuweilen löffelweise, um Darmschlingen, welche sich im Unterleibe eines Kranken gebildet haben, aufzulösen.

Die Anwendung des Quecksilbers ist äußerst mannigfaltig. Man benutzt es bei zahlreichen physikalischen und chemischen Experimenten, in der Heilkunde, zum Belegen der Spiegel, zur Füllung der Barometer und Thermometer u. s. w. Für letztere eignet es sich besonders deshalb ganz vorzüglich, weil es am Glase nicht haftet, weil es sich bei Erwärmung äußerst gleichmäßig ausdehnt und weil sein Gefrierpunkt so niedrig, sein Siedepunkt so hoch ist.

2. Von den Quecksilber-Verbindungen merken wir:

a) Quecksilber und Sauerstoff.

Das Quecksilber besitzt äußerst geringe Affinität zum Sauerstoff, und läßt denselben, wenn es mit ihm verbunden ist, schon bei Erhitzung wieder los. Es bildet mit Sauerstoff zwei Verbindungen:

a) Quecksilberoxydul ($Hg_2 O$), ein feines, sammetschwarzes Pulver, welches schon durch das Sonnenlicht zersetzt wird und daher in undurchsichtigen oder mit Papier beklebten Gläsern aufzubewahren ist. Es ist eine starke Base und bildet mit Salpetersäure das salpetersaure Quecksilberoxydul, welches man in weißen Krystallen erhält, wenn man 8 Theile Quecksilber mit 4 Theilen Salpetersäure und 1 Theil Wasser übergießt und einige Tage in einem bedeckten Gefäße stehen läßt. Setzt man zu einer Lösung dieses Salzes Salmiakgeist (Aetzammoniakflüssigkeit), so wird ein schweres, glanzloses, sehr zartes schwarzes Pulver niedergeschlagen, welches in der Heilkunde Hahnemann's schwarzes Quecksilberoxydul genannt wird. Aus dem salpetersauren Quecksilberoxydul stellt man das Quecksilberoxydul dar, indem man eine Lösung jenes Salzes mit Kalilösung vermischt; das Kali tritt an die Salpetersäure und das Oxydul wird niedergeschlagen.

b) Quecksilberoxyd ($Hg O$), gewöhnlich rother Präcipitat genannt, erhält man als ein schönes, rothes, sehr giftiges Pulver durch fortgesetzte gelinde Erhitzung des salpetersauren Quecksilberoxyduls, indem salpetrige Säure entweicht, während das Oxydul durch einen Theil des Sauerstoffs der Salpetersäure in Oxyd verwandelt wird. Aus dem

rothen Quecksilberoxyd kann man durch Erhitzung den Sauerstoff sehr rein gewinnen, es ist aber theuer. Auch das Oxyd bildet mit Säuren giftige Salze.

b) Quecksilber und Chlor.

a) Quecksilberchlorür (Hg_2Cl) oder Calomel erhält man, wenn man zu einer Lösung des salpetersauren Quecksilberoxyduls Salzsäure bringt, als ein unlösliches, weißes, geruch- und geschmackloses Pulver. Es ist ein beliebtes Heilmittel, welches nur in größeren Gaben giftig wirkt.

b) Quecksilberchlorid ($HgCl$) oder Aetzsublimat, eins der heftigsten Gifte, entsteht durch Erhitzung eines Gemenges von gleichen Theilen Kochsalz und schwefelsaurem Quecksilberoxyd in weißen Massen. Mittelst Aetzsublimatlösung in Wasser oder Weingeist schützt man Pflanzen und ausgestopfte Thiere vor der Verwesung, wodurch aber diese Gegenstände selbst giftig werden.

Das wirksamste Mittel bei Quecksilbervergiftungen ist ein wässriges Gemisch von gebrannter Magnesia und hydratischem Schwefeleisen, weil dadurch unlösliches Schwefelquecksilber entsteht; auch der Genuß großer Quantitäten von Eiweiß ist empfehlenswerth.

c) Quecksilber und Schwefel.

Die wichtigste Verbindung dieser beiden Elemente ist der bereits erwähnte Zinnober (HgS), der im reinen Zustande nicht giftig ist. An der Luft erhitzt, entzündet er sich, wobei der Schwefel verbrennt, das Quecksilber aber frei wird.

d) Quecksilber und Metalle.

Das Quecksilber vermag andre Metalle aufzulösen und bildet mit denselben halbflüssige, oft nach einiger Zeit hart werdende Gemenge, welche man Amalgame nennt. Löset man z. B. 7 Theile Zinn in 3 Theilen Quecksilber auf, so erhält man die Spiegelfolie; 1 Theil Zinn, 1 Theil Zink und 2 Theile Quecksilber geben ein Amalgam, mit welchem man die Kissen der Electrisirmaschinen bestreicht. Ein Metall amalgamiren heißt also: es mit Quecksilber verbinden.

II. Das Silber.

(Lateinisch: Argentum; chemisches Zeichen = Ag; Mischungsgewicht = 1350; specifisches Gewicht = $10^1/_2$.)

Man findet das Silber theils gediegen, theils vererzt. In Südamerika (Potosi) waren Thonschieferberge von Silbergängen durch-

zogen, die oft mehrere Ellen hoch und dick waren und gleich silbernen Mauern aus der Erde hervorragten, wenn der Regen den Boden hinweggeschwemmt hatte. Die Spanier haben diese Schätze ausgebeutet, aber nicht zum Segen ihres Vaterlandes. Das sächsische Erzgebirge war früher ebenfalls reich an Silber, und es wurde dort einst eine Masse Silber gefunden, welche 100 Zentner wog. Auch im Harz findet man Silber.

Von den Silbererzen sind besonders wichtig:

a) der Silberglanz (Schwefelsilber), meist haar-, baum- oder zahnförmige Gestaltungen bildend;

b) das Rothgültigerz (Schwefelsilber mit Schwefelarsen und Schwefelantimon;

c) das Silberfahlerz, in welchem viele Schwefelmetalle verbunden sind;

d) der silberhaltige Bleiglanz.

Je nach der Beschaffenheit der Erze ist auch die Ausbringung des Silbers verschieden. Das gediegene Silber wird aus silberreichen Erzen mechanisch ausgeschieden. Gewöhnlich muß man aber Umwege einschlagen, und das Silber zunächst in Blei, mit dem es sich gern verbindet, ansammeln. Silberhaltige Kupfererze z. B. schmelzt man mit Blei zusammen und dann läßt man aus dem erkalteten Gemische das silberhaltige Blei durch vorsichtige Erhitzung (damit das Kupfer nicht mit in Fluß kommt,) aussaigern. Wird alsdann das silberhaltige Blei auf offenen, kesselartig vertieften Treibherden unter Luftzutritt so lange erhitzt, bis alles Blei in Oxyd verwandelt ist, so bleibt das Silber metallisch zurück und wird durch Umschmelzen gereinigt. Oder man zieht das Silber aus den Erzen durch Quecksilber aus und destillirt letzteres von dem entstandenen Amalgam ab.

Man verwendet das Silber besonders zu Löffeln und Luxusgegenständen, so wie zu Münzen. Da reines Silber zu weich ist, so legirt man es mit Kupfer. 16 Loth reines Silber heißen eine feine Mark; enthält eine Mark 12 Loth Silber und 4 Loth Kupfer, so heißt das Silber 12löthig. Aus solchem werden die preußischen Thaler geschlagen. Zu den Silbergroschenstücken wird weit geringeres Silber genommen, daher sind sie roth, wenn sie aus der Münze hervorgehen und werden in einer Weinsteinlösung weiß gesotten, indem die Weinsteinsäure etwas Kupfer an der Oberfläche auflöset, so daß diese dann aus reinem Silber

besteht. — Das Silber läßt sich in außerordentlich feinen Drath verwandeln und in sehr dünne Blättchen schlagen.

Zum Sauerstoff hat das Silber, wie alle edlen Metalle, geringe Affinität, daher bleiben silberne Gegenstände an der Luft, im Wasser und im Feuer blank.

Das wichtigste Sauerstoffsalz des Silbers ist das salpetersaure Silberoxyd ($Ag\,N\,O_5$) oder der Höllenstein, den man gewöhnlich in Metallformen zu kleinen Stangen gießt. Man beizt mit demselben wildes Fleisch u. s. w. hinweg. Es schwärzt die Haut und andre organische Stoffe, und dient daher zum Schwarzfärben der Haare und des Elfenbeins, so wie zum Zeichnen der Wäsche.

Chlor- und Jodsilber sind bei der Anfertigung der Lichtbilder unentbehrlich s. Abschnitt I. Kap. 3.

III. Das Gold.

(Lateinisch: Aurum; chemisches Zeichen = Au; Mischungsgewicht = 2462$^1/_2$; specifisches Gewicht = 19$^1/_2$.)

Das Gold, der König der Metalle, weil es unter allen das schönste ist, wird jetzt in Californien und Australien im Flußsande häufig gefunden und kommt auch in vielen andern Ländern, z. B. in Rußland im Ural, in Sibirien an der Lena, sparsamer, meist gediegen, nicht selten mit Silber verbunden vor. Es ist 15mal so theuer als Silber; das Pfund kostet über 400 Thaler. Gleich dem Silber läßt es sich in feinen Drath ausziehen und in die dünnsten Blättchen ausschlagen. Man legirt es mit Silber oder Kupfer, und theilt die Mark (16 Loth) in 24 Karat. Seine Verwendung zu Schmucksachen ist bekannt.

Zum Sauerstoff hat das Gold unter allen Metallen die geringste Verwandtschaft, doch kann es auf mittelbarem Wege mit ihm verbunden werden, läßt ihn aber bei geringer Erhitzung wieder los. Auch zum Schwefel hat es geringe Affinität, größere dagegen zum Chlor. Das sehr giftige Chlorgold entsteht durch Auflösung des Goldes in Königswasser (Salpeter-Salzsäure), bekanntlich der einzigen Säure, welcher dasselbe unterliegt. Chlorgold erzeugt auf der Haut purpurrothe Flecken. Der Goldpurpur wurde schon bei dem Zinn erwähnt.

Das Vergolden geschieht jetzt häufig mittelst Cyangoldlösung auf galvanischem Wege (s. Kupfer) oder man amalgamirt Gold durch Quecksilber, bestreicht die Gegenstände damit und verdampft das Quecksilber (Quecksilbervergoldung).

IV. Das Platin.

(Lateinisch: **Platinum** oder **Platina**; chemisches Zeichen = **Pt**; Mischungsgewicht = 1233¾; — specifisches Gewicht = 21½.)

Es wurde zuerst in Amerika im Flußsande entdeckt, wo man es in kleinen Körnern fand; später wurde es besonders häufig im Ural gefunden. Seinen Namen hat es von dem spanischen Worte **Plata** = Silber. Das rohe Platin ist gewöhnlich mit den weniger bedeutsamen Metallen Rhodium, Iridium (dessen spezifisches Gewicht das des Platins noch übertrifft), Palladium, Osmium und Ruthenium verbunden, und läßt sich nur schwierig rein darstellen.

Reines Platin ist fast silberweiß mit einem Stich ins Graue, schmilzt nur im Knallgasgebläse und wird weder von Luft noch Säuren, Königswasser ausgenommen, angegriffen. Dennoch müssen die chemischen Geräthschaften, zu denen man das Platin vorzüglich verwendet, sorgfältig behandelt werden, wenn sie nicht Schaden leiden sollen, weil das Platin sich mit vielen Metallen sehr leicht legirt.

Der Platinschwamm, welcher zu den Döbereinerschen Zündmaschinen erforderlich ist, ist äußerst fein zertheiltes Platin, welches man erhält, wenn man Platin in Königswasser auflöset, zu der Lösung eine Lösung von Salmiak gießt, den gelben, körnigen Niederschlag (Platinsalmiak) sammelt, auswäscht, und gelind glüht, wobei der Salmiak verfliegt, während das Platin als Platinschwamm zurückbleibt, welcher vermöge seiner Porosität den Sauerstoff und Wasserstoff so innig vereint, daß die Entzündung des letzteren erfolgt.

Fragen zur Wiederholung.

Hat der geneigte Leser das bisher Mitgetheilte genügend aufgefaßt, so wird er im Stande sein, die folgenden Fragen richtig zu beantworten.

1. Was ist ein physischer, was ein mathematischer Körper?
2. Was sind organische, was unorganische (anorganische) Körper?
3. Was versteht man unter Aggregatsformen?
4. Welche Eigenschaften hat ein starrer (fester), ein tropfbar-flüssiger, ein luftförmiger Körper?
5. Was ist ein chemischer Prozeß?

6. Was ist chemische Analyse, chemische Synthese?
7. Was bedeutet das Wort Chemie?
8. Was sind Elemente?
9. Was nannte man früher Elemente, und warum sind es keine?
10. Wieviel kennt man gegenwärtig chemische Elemente, wie heißen sie und welches sind ihre chemischen Zeichen?
11. In welche beiden Hauptklassen theilt man sie?
12. Welches sind die Nichtmetalle oder Metalloide?
13. Wie heißen die Metalle?
14. Wie unterscheiden sich Beobachtungen und Versuche (Experimente)?
15. Was sind Apparate?
16. Warum wendet man bei chemischen Versuchen in der Regel die Weingeistlampe und nicht Oel- oder Talgflammen an?
17. Wie biegt man Glasröhren?
18. Was versteht man unter Probirpapier?
19. Wie bereitet man Kalkwasser?
20. In welche beide Haupttheile zerfällt die Chemie?
21. Wie stellt man den Sauerstoff dar?
22. Was heißt: einen Körper im Sauerstoffgase verbrennen?
23. Wie heißen solche Verbrennungen im Sauerstoffgase noch?
24. Wie heißt das Product einer solchen Verbrennung?
25. Ist ein Oxyd ein einfacher Körper?
26. Was ist feurige, was dunkle Oxydation?
27. Was sind Reagentien?
28. Was bedeuten die Ausdrücke: ein Körper reagirt sauer oder basisch?
29. Welche Körper heißen neutral?
30. Was sind Säuren, was Basen?
31. Was versteht man unter dem Radikal einer Säure oder Base?
32. Wie entsteht ein Sauerstoffsalz?
33. Wie werden die Namen der Sauerstoffsalze gebildet?
34. Was sind saure, basische, neutrale Salze?
35. Wie werden die Salze nach ihrer Löslichkeit im Wasser eingetheilt?
36. Was versteht man unter dem Radikal eines Sauerstoffsalzes?
37. Was ist ein Doppelsalz?
38. Was sind Verbindungen erster, zweiter, dritter Ordnung?
39. Was bedeutet der Name Oxygenium?
40. Welche Aggregatsform hat der Sauerstoff?
41. Was sind beständige (permanente), was unbeständige Gase?

42. Ist das Sauerstoffgas leichter oder schwerer, als die atmosphärische Luft?
43. Warum muß man den Barometer- und Thermometerstand berücksichtigen, wenn man das specifische Gewicht eines Gases bestimmen will?
44. Was gilt dabei als Einheit?
45. Was ist die Diffusion der Gase?
46. Welche Stellung nimmt der Sauerstoff in der atmosphärischen Luft ein?
47. Mit welchen Elementen verbindet sich der Sauerstoff, mit welchem nicht?
48. Welches sind die drei Grundgesetze der chemischen Verbindungen?
49. Was sind Mischungsgewichte, Aequivalente oder Atomgewichte?
50. Auf welches Element bezieht man bei der Bestimmung derselben die übrigen?
51. Was versteht man unter dem Gesetze der einfachen, was aber unter dem Gesetze der vielfachen (multiplen) Proportionen?
52. Was sind Oxydationsstufen, und welche Bezeichnungen hat man für dieselben?
53. Was ist Stöchiometrie?
54. Was drückt die chemische Zeichenschrift aus?
55. Was versteht man unter Atomen?
56. Wie stellt man den Wasserstoff dar?
57. Welchen Namen führt dieses Element noch?
58. Welches ist seine vorstechendste Eigenschaft?
59. Was entsteht bei der Verbrennung des Wasserstoffgases?
60. Was ist Knallgas?
61. Wie entsteht das Drummondsche Kalklicht?
62. Wie ist eine Döbereinersche Zündmaschine eingerichtet?
63. Wie schwer ist das Wasserstoffgas?
64. Unter welchen Verhältnissen verbinden sich Sauerstoffgas und Wasserstoffgas zu Wasser?
65. Welche Aggregationsformen kann das Wasser annehmen?
66. Wie stellt man chemisch reines Wasser dar?
67. Welche merkwürdige Ausnahme bildet das Wasser von dem allgemeinen Naturgesetze, daß Wärme die Körper ausdehnt?
68. Bei welcher Temperatur ist das Wasser am dichtesten?
69. Warum ist dieses Verhalten des Wassers so wichtig?
70. Was ist latente, was freie Wärme?
71. Bei welcher Temperatur siedet das Wasser?
72. Ist der Siedepunkt des Wassers unter allen Umständen gleich?
73. Bei welcher Temperatur verdunstet das Wasser?

74. Wie schwer ist das Wasser?
75. Wie wird das bürgerliche, das Medizinal-, das französische Gewicht eingetheilt?
76. Was versteht man unter spezifischem Gewicht?
77. Was ist eine kochend, eine kalt gesättigte Lösung?
78. Ist Fluß-, Regen- oder Quellwasser am reinsten?
79. Was sind Gesundbrunnen, und welches sind die wichtigsten Arten derselben?
80. Wie filtrirt man?
81. Was sind Krystalle?
82. Was ist gestörte Krystallisation?
83. Was ist Krystallwasser?
84. Wie heißen nichtkrystallisirte Körper?
85. Was sind Hydrate?
86. Was ist Hydratwasser?
87. Welches sind die Halogene oder Salzbildner?
88. Welcher zusammengesetzte Körper gleicht ihnen in seinem Verhalten?
89. Gleichen die Halogene mehr dem Sauer- oder mehr dem Wasserstoffe?
90. Wie heißen sie deshalb auch?
91. Wie verhalten sie sich dem Sauerstoff gegenüber?
92. Wie insbesondere Fluor?
93. Wie verhalten sie sich gegen den Wasserstoff?
94. Welche Wasserstoffsäuren bilden sie?
95. Was bilden sie mit den Metallen?
96. Welches Element gleicht dem Sauerstoff am meisten?
97. Was ist Flußspath?
98. Wie wird die Flußsäure gebildet, welche Eigenschaften hat sie und wie wird sie technisch angewendet?
99. Wie isolirt man Fluor?
100. Was ist Kochsalz?
101. Wie wird es gewonnen?
102. Wie stellt man die Salzsäure aus demselben dar?
103. Wie stellt man Chlor dar?
104. Welche Eigenschaften hat das Chlor?
105. Wie bereitet man Chlorkalk?
106. Welche Aggregatsform hat das Jod bei gewöhnlicher Temperatur?
107. Welches ist das beste Reagens auf Jod?
108. Was ist Jodstickstoff, wie bereitet man ihn u. welche Eigenschaften hat er?

109. Was ist Brom?
110. Woher gewinnt man Jod und Brom?
111. Was sind Haloidsalze?
112. Wie verfertigt man Lichtbilder?
113. Wie heißen die niederen, wie die höheren Verbindungsstufen der Halogene mit den Metallen?
114. Welchen lateinischen und welchen griechischen Namen hat der Schwefel?
115. Wie verhält sich der Schwefel in der Wärme?
116. Welche Aggregatsformen kann er annehmen?
117. Was versteht man unter der Dimorphie des Schwefels?
118. Was ist präcipitirter Schwefel?
119. Welche Verbindungen bildet der Schwefel mit dem Sauerstoff?
120. Wozu wird die schweflige Säure besonders angewendet?
121. Wie bereitet man Schwefelsäure?
122. Welches sind die beiden Arten der Schwefelsäure des *Handels*?
123. Wie nennt man die Salze, welche die Schwefelsäure mit Eisen-, Kupfer- und Zinkoxyd bildet?
124. Wie verhält sich der Schwefel zu den Metallen?
125. Welche Säure bildet der Schwefel mit dem Wasserstoff?
126. Welche Eigenschaften hat der Schwefelwasserstoff?
127. Wodurch wird er in der Chemie höchst wichtig?
128. Wie wird er künstlich dargestellt?
129. Wie heißen die niederen, wie die höheren Schwefelungsstufen?
130. Was ist Schwefelkohlenstoff?
131. Wie stellt man den Stickstoff dar?
132. Welche Eigenschaften hat er?
133. Wie ist die atmosphärische Luft zusammengesetzt?
134. Was entsteht bei der chemischen Verbindung des Stickstoffs mit dem Sauerstoff?
135. Wie stellt man Salpetersäure oder Scheidewasser dar?
136. Woraus bestehen die gelbrothen Dämpfe, welche bei vielen chemischen Vorgängen aus der Salpetersäure entweichen?
137. Warum heißt die Salpetersäure auch Scheidewasser?
138. Was ist Königswasser?
139. Wie bereitet man Knallbaumwolle?
140. Was ist Collodium und wozu dient es?
141. Was ist Lust- oder Wonnegas?
142. Welche wichtige Verbindung bildet der Stickstoff mit dem Wasserstoff?

143. Was ist Salmiak?
144. Was ist Salmiakgeist?
145. Wie verhalten sich die Ammoniaksalze in der Hitze?
146. Bei welchen Vorgängen in der Natur wird Ammoniak gebildet?
147. Was versteht man unter dem Kreislaufe des Ammoniaks?
148. Welche Aggregatsform hat der Kohlenstoff?
149. Welches sind die beiden Formen, unter denen der reine Kohlenstoff in der Natur vorkommt?
150. Inwiefern ist der Kohlenstoff ein ausgezeichnetes Desoxydationsmittel?
151. Welches sind die Bedingungen, unter denen eine Verbrennung stattfindet?
152. Welche Producte entstehen bei vollständiger Verbrennung unserer gewöhnlichen Heizmaterialien?
153. Welche bei unvollständiger?
154. Warum verbrennt ein angezündetes großes Stück Stangenschwefel nicht?
155. Worauf gründet sich Davy's Sicherheitslampe?
156. Was nützen Blasebälge, Gebläse, das Löthrohr?
157. Was giebt der Flamme die Leuchtkraft?
158. Was versteht man unter Oxydations- und Reductionsflamme?
159. Warum hat die Flamme eine spitzige Gestalt?
160. Welche Verbindungen bildet der Kohlenstoff mit dem Wasserstoff?
161. Welche Eigenschaften hat die Kohlensäure?
162. Was ist Kohlenoxydgas?
163. Was ist Oxalsäure?
164. Was ist Sumpf- oder Grubengas?
165. Was sind schlagende Wetter?
166. Was ist ölbildendes Gas?
167. Was ist Leuchtgas und wie wird es bereitet?
168. Was ist Cyan?
169. Inwiefern bildet Cyan eine Ausnahme von einem wichtigen Naturgesetze?
170. Was ist Blausäure?
171. Wie wird der Phosphor dargestellt?
172. Was versteht man unter der Dimorphie des Phosphor?
173. Welche Eigenschaften hat der Phosphor?
174. Welche Verbindung bildet der Phosphor mit dem Wasserstoff, und welche Eigenschaften hat dieselbe?

175. Was ist Borax?
176. Was ist Borsäure?
177. Was ist Kieselerde?
178. Was ist Glas, wie wird es bereitet, welche Arten giebt es?
179. Wie färbt man Glas?
180. Was ist Email?
181. Wie sprengt man Theile von Glasgeräthschaften ab?
182. Welche Metalloide sind (bei gewöhnlicher Temperatur oder immer) starr, welche tropfbar-flüssig, welche luftförmig, welche permanent luftförmig?
183. Wie theilt man die Metalloide ein in Rücksicht auf ihre größere Aehnlichkeit mit dem Sauerstoff oder mit dem Wasserstoff?
184. Welche Elemente verbinden sich nie mit einander?
185. Wie theilt man die Metalloide ein in Rücksicht auf die *Produkte*, welche bei ihren Verbindungen entstehen?
186. Welche Nichtmetalle kommen in der Natur frei vor?
187. Ist das Kochsalz ein Sauerstoffsalz?
188. Sind die Metalle einfache oder zusammengesetzte Stoffe?
189. Wie theilt man sie ein?
190. Wie theilt man die leichten Metalle ein?
191. Was sind Alkalien?
192. Welcher zusammengesetzte Stoff gleicht den Alkalien?
193. Welches sind die stärksten Basen?
194. Welches sind die Erdalkalimetalle?
195. Welches die Erdmetalle?
196. Wie heißen die unedlen Metalle?
197. Wie die edlen?
198. Warum heißen letztere edle Metalle?
199. Was ist Potasche? Kali? Kalium?
200. Wie stellt man Kali aus Potasche dar?
201. Wie aber Kalium aus Kali?
202. Welche Eigenschaften hat das Kalium?
203. Welches sind die wichtigsten Kali-Salze?
204. Woraus besteht das Schießpulver?
205. Worauf beruht seine Kraft?
206. Wieviel Arten von Salpeter unterscheidet man?
207. Was ist Schwefelleber?
208. Was ist Soda? Natron? Natrium?

209. Was ist Glaubersalz?
210. Was heißt: das Glaubersalz verwittert?
211. Wie heißen Salze, welche nicht verwittern?
212. Was ist kieselsaures Natron?
213. Was ist Chlornatrium?
214. Welches Metall vermuthet man im Ammoniak?
215. Was ist Kalk?
216. Was ist kohlensaurer, gebrannter, gelöschter Kalk?
217. Welche Arten von Mörtel unterscheidet man?
218. Was ist Gyps?
219. Welches Salz bildet den Hauptbestandtheil der Knochen?
220. Was ist weiße, was gebrannte Magnesia?
221. Was ist Bittersalz?
222. Woraus besteht der Thon?
223. Wie heißt das Thonerdemetall?
224. Wie heißen die wichtigsten irdenen Waaren?
225. Warum brennen sich die Ziegeln roth?
226. Was ist Alaun?
227. Welche Eigenschaften hat das Alumium?
228. Wie unterscheiden sich Roheisen, Stabeisen und Stahl?
229. Welches sind die wichtigsten Eisenerze?
230. Was versteht man unter dem Hochofenprozeß?
231. Was aber unter dem Frischprozeß?
232. Wie macht man Stahl?
233. Was versteht man unter dem Anlassen des Stahls?
234. Was ist Eisenvitriol?
235. Was ist Eisenrost?
236. Was ist Blutlaugensalz?
237. Was ist Berlinerblau?
238. Wie heißt das wichtigste Zinkerz?
239. Welche Eigenschaften hat das Zink?
240. Was ist Messing?
241. Was versteht man in den Apotheken unter „Nichts“?
242. Was ist Zinkvitriol?
243. Was ist Stanniol?
244. Was ist Zinnsalz?
245. Was ist Goldpurpur?
246. Wozu dient der Braunstein?

247. Wozu das Kobalt?
248. Wozu das Nickelmetall?
249. Was ist Bleiglätte? Mennige? Bleiweiß? Bleizucker?
250. Wie bereitet man den Bleibaum?
251. Welche Eigenschaften hat das Blei?
252. Was ist Bleiglanz?
253. Wie scheidet man das Silber vom Blei?
254. Welche Eigenschaften hat das Kupfer?
255. Was ist Grünspan?
256. Was ist Kupfervitriol?
257. Was ist Kupferkies?
258. Was ist unächtes Blattgold?
259. Woraus besteht das Kanonenmetall? die Bronze?
260. Was versteht man unter Galvanoplastik?
261. Welchen Einfluß übt das Wismuth auf andere Metalle aus?
262. Welches Metall giebt vorzüglich gelbe Farbestoffe?
263. Welche Metalle geben giftige grüne Farbestoffe?
264. Welche Metalle haben äußerst giftige Oxyde?
265. Was ist weißes Arsen?
266. Wo giebt es Arsenikesser?
267. Welche Metalle verbinden sich mit dem Wasserstoff?
268. Welches ist die giftigste Luftart?
269. Was versteht man unter der Marsh'schen Arsenikprobe?
270. Welches Metall liefert die kräftigsten Brechmittel?
271. Was ist Brechweinstein? Brechwein?
272. Welches Metall ist bei gewöhnlicher Temperatur flüssig?
273. Was ist Zinnober? Calomel? Aetzsublimat?
274. Was heißt amalgamiren?
275. Was versteht man unter aussaigern?
276. Was sind Legirungen?
277. Wie macht man die Silbergroschen weiß?
278. Was ist Höllenstein?
279. In welcher Kunst bedarf man des Jod- und Chlorsilbers?
280. Welches ist das schönste und edelste Metall?
281. Was ist Platinschwamm?
282. Welches sind die wichtigsten Sauerstoffsäuren?
283. Welches sind die wichtigsten Wasserstoffsäuren?

Zweiter Haupttheil.

Die organische Chemie.

Einleitung.

In der unorganischen Chemie lernten wir die Elemente, aus denen alle irdischen Körper zusammengesetzt sind, und die einfachsten Verbindungen dieser Grundstoffe kennen, nebst den Gesetzen, nach welchen dieselben erfolgen. Verschiedene Elemente sahen wir in der Natur frei (isolirt) vorkommen, z. B. den Sauerstoff, den Stickstoff, den Kohlenstoff, den Schwefel, das Platin, Gold, Silber, Quecksilber und andere Metalle. Oder die Natur bot uns die Elemente in sehr einfachen Verbindungen dar, indem zwei derselben sich zu einer chemischen Einheit zusammengethan hatten, z. B. der Sauer- und der Wasserstoff im Wasser, der Kohlenstoff und der Sauerstoff in der Kohlensäure, der Stickstoff und Wasserstoff im Ammoniak, das Chlor und das Natrium im Kochsalze. Noch häufiger waren die salzartigen Verbindungen, in denen wir eine zweielementige Säure mit einer zweielementigen Base verbunden sahen, z. B. Kohlensäure und Kalk in der Kreide, Schwefelsäure und Eisenoxydul im Eisenvitriol. Die complicirtesten Verbindungen waren die Doppelsalze, in denen wir zwei Salze verbunden fanden, z. B. schwefelsaures Kali und schwefelsaure Thonerde im Alaun.

Auch die Zahl der verbundenen Atome war stets sehr einfach, denn es trat in den meisten Fällen ein Atom des einen Elementes mit einem Atome der anderen in Verbindung, oder es verbanden sich mit einem Atome des einen Elementes $1\frac{1}{2}$, 2, $2\frac{1}{2}$, 3, 5, selten mehr Atome des anderen, so daß auch dieses Verhältniß leicht zu übersehen und zu behalten war.

Endlich vermochten wir alle in der Natur vorkommenden unorganischen Verbindungen nachzubilden. Wußten wir z. B., daß das *Kochsalz* aus $444^3/_4$ Gewichtstheilen Chlor und 290 Gewichtstheilen Natrium *bestand*, so durften wir nur die beiden genannten Elemente in diesen Gewichtsverhältnissen zusammenbringen, um Kochsalz darzustellen.

Ganz anders stellt sich die Sache in der organischen Chemie. Zwar haben wir es in derselben fast nur mit vier Elementen, Kohlenstoff, Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff zu thun, aber dieselben treten keineswegs in so einfachen Verhältnissen zusammen, wie in der unorganischen Welt, die Atome sind vielmehr in der Regel in großer Anzahl mit einander verbunden. Der Rohrzucker z. B. wird durch die chemische Formel: $HO, C_{12} H_{10} O_{10}$ bezeichnet, die Citronensäure durch: $4 HO, C_{12} H_5 O_{11}$ u. s. w.

Ferner ist bei der Bildung organischer Verbindungen eine räthsel*hafte* Kraft thätig, welche wir Lebensthätigkeit oder Lebens*kraft* nennen, und wir vermögen daher wohl solche Verbindungen in ihre Elemente zu zerlegen, wir sind aber nur in einigen wenigen Fällen im Stande, sie aus ihren Elementen zu bilden. Wenn wir z. B. *auch* 12 Atome Kohlenstoff, 10 Atome Wasserstoff und 10 Atome Sauerstoff zusammenbringen, so entsteht dennoch kein Zucker, obschon sich in demselben, wie oben angedeutet wurde, diese Elemente in den genannten Atom-Verhältnissen vorfinden.

Es liegt daher für uns, die wir die Chemie nicht als unser Fachstudium betrachten, kein Grund vor, die verwickelten Atomverhältnisse der organischen Körper uns einzuprägen; es genügt vielmehr für unsern Zweck vollkommen, wenn wir die wichtigsten organischen Produkte sammt deren wesentlichsten chemischen Veränderungen im Allgemeinen kennen lernen.

Obschon es eine nicht streng durchzuführende, künstliche Trennung ist, wenn wir Pflanzen- und Thierchemie aus einander halten, so erleichtert doch eine solche Scheidung auch wieder die Uebersicht, und wir werden uns zunächst der Pflanzenchemie zuwenden, und nur hie und da Einiges aus der Thierchemie sofort mit besprechen, was sich bequem anschließt, das Uebrige aus diesem Gebiete aber zuletzt hinzufügen.

Erster Abschnitt.

Die Pflanzen-Chemie.

Einleitung.

Nur vier Elemente, die wir bereits früher Organogene oder Organerzeuger nannten, nämlich der Kohlenstoff, der Wasserstoff, der Sauerstoff und der Stickstoff bilden die wesentlichen Bestandtheile alles Organischen.

Von den übrigen Elementen finden wir in organischen Verbindungen vorzüglich noch Schwefel, Phosphor und Eisen, ferner Calcium, desgleichen Chlor, Jod, Brom, Fluor, sämmtlich aber in äußerst untergeordneten Mengen.

Als die Hauptgrundlage aller pflanzlichen Stoffe ist der Kohlenstoff (C) zu betrachten.

Manche Pflanzenstoffe sind nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammengesetzt (CH), z. B. der Kautschouk.

Die Mehrzahl besteht aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff (CHO), z. B. die Zellensubstanz, das Stärkemehl, der Zucker, das Leinöl u. a. m.

Andere endlich enthalten alle vier Organogene (CHON) z. B. das Eiweiß, und in diesen sind häufig noch andere Elemente, besonders der Schwefel, vorhanden.

Wir betrachten nunmehr die Pflanzenstoffe in folgender Ordnung:

1. die sogenannten Kohlenstoffhydrate (Zellensubstanz; Stärkemehl; Gummi, Schleim und Gallert; Zucker) Kap. 1.
2. die sogenannten Proteinsubstanzen (Pflanzenfibrin, -eiweiß, -casein) Kap. 2.
3. die nicht flüchtigen Fettstoffe, Kap. 3.
4. die flüchtigen Fettstoffe, Kap. 4.
5. die Harze, Gummiharze und Kautschouke, Kap. 5.
6. die organischen Säuren, Kap. 6.

7. die organischen Basen oder Alkaloide, Kap. 7.
8. die Bitter- oder Extractivstoffe, Kap. 8.
9. die Farbstoffe oder Pigmente, Kap. 9.
10. diejenigen Veränderungen der organischen Stoffe, welche durch trockne Destillation, Gährung und Verwesung herbeigeführt werden, Kap. 10.
11. Die Nahrungsstoffe der Pflanzen und den Kreislauf der Elemente, Kap. 11.

Erstes Kapitel.

Die Kohlenstoff-Hydrate.

Zellensubstanz — Stärkemehl — Gummi, Schleim und Gallert — Zucker.

CHO.

Unter dem Namen Kohlenstoffhydrate vereinigen wir die in der Uebersicht genannten Pflanzenstoffe, welche das Gemeinsame haben, daß sie stickstofffrei sind, also nur aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen, und letztere beide Elemente in gleicher Atomzahl, also in dem zur Bildung des Wassers erforderlichen Verhältnisse, enthalten.

I. Die Zellensubstanz, Pflanzenfaser oder Cellulose.

Die Grundform aller Pflanzengebilde ist die Zelle, denn wenn man mit dem Mikroscop irgend einen beliebigen Theil einer Pflanze untersucht, so findet man als einfachste Gestaltungen allezeit Zellen. Die allerniedrigsten Pflanzen bestehen aus einer einzigen Zelle.

Die Pflanzenzellen sind rundliche Bläschen, welche von einer ringsum geschlossenen, durchscheinenden Haut gebildet werden, in der zwar durchaus keine Oeffnungen wahrnehmbar sind, die aber dennoch Flüssigkeiten durchläßt. So verhalten sich alle organischen Häute. Wenn dieselben zwei Flüssigkeiten von verschiedener Dichtigkeit von einander trennen, so findet durch die Haut eine Verbindung dieser Flüssigkeiten statt, bis dieselben

gleich dicht sind. Ein Beispiel dieser — Exosmose und Endosmose genannten — Erscheinung liefert die bei dem Kupfer besprochene Galvanoplastik, indem dort eine Communication der Schwefelsäure und der Kupfervitriollösung durch die Thierblase stattfand, obschon die Thierblase keine Oeffnungen enthält, da man ja sonst nicht Gase in derselben auffangen und aufbewahren könnte. Vermöge dieser Durchdringlichkeit der Zellenwände werden die Nahrungssäfte der Pflanzen von einer Zelle zur andern fortgeleitet.

Die ursprünglich kugeligen Zellen werden in den meisten Pflanzen durch gegenseitigen Druck mehr oder weniger regelmäßig sechseckig. Sehr leicht kann man sie schon mittelst geringer Vergrößerung an einem dünnen aus dem Stengel einer Gartenbalsamine geschnittenen Scheibchen wahrnehmen.

Im Innern der Zellen befinden sich theils flüssige, theils feste Stoffe, die wir später betrachten werden. Gegenwärtig richten wir unsere Aufmerksamkeit auf denjenigen Stoff, aus welchem die äußere Zellenwand besteht, und den man Zellensubstanz, Cellulose oder Pflanzenfaser (nicht zu verwechseln mit dem später zu besprechenden Pflanzenfibrin) nennt.

Wie schon in der Ueberschrift des Kapitels angedeutet worden, besteht sie aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff. Will man sie rein darstellen, so behandelt man alte Leinewand, Baumwolle oder Papier nach einander mit warmer verdünnter Kalilauge, kalter verdünnter Salzsäure, Ammoniak, Wasser, Weingeist und Aether, um alle fremden Bestandtheile zu entfernen. Man erhält dann einen weißen, durchscheinenden, zähen, biegsamen und elastischen Körper, der in keiner Flüssigkeit löslich ist, aber von allen Flüssigkeiten durchdrungen wird, beim Feuchtwerden aufquillt und beim Austrocknen sich wieder zusammenzieht. In der Hitze wird er braun, endlich schwarz, zersetzt sich unter Bildung vieler eigenthümlichen flüchtigen Produkte und hinterläßt, ohne zu schmelzen, ein Kohlengerippe, welches die ursprüngliche Form besitzt. Die Zellensubstanz läßt sich an der Luft leicht entzünden und verbrennt mit heller Flamme. Sie ist geruch- und geschmacklos und kann nicht verdaut werden, ist daher kein Nahrungsmitel für uns, so oft wir sie auch genießen, sondern wird mit den Excrementen ausgeschieden. Das sogenannte vegetabilische Elfenbein, welches von den Steinnüssen (den Früchten von Phytelephas macrocarpa) kommt, und aus dem man allerhand Drechslerwaaren verfertiget, die den aus thierischem Elfenbein gemachten täuschend ähnlich sind, ist

fast reine, sehr dichte Zellensubstanz. Dagegen bestehen die Holzzellen nicht aus reiner Cellulose, sondern sie enthalten einen noch nicht genügend untersuchten Stoff, den man Holzsubstanz oder Lignose nennt. Wieder von anderer Beschaffenheit ist die Korksubstanz.

Die Zellensubstanz oder die Pflanzenfaser ist von hoher Wichtigkeit für uns. Im Holze gewährt sie uns Bau- und Brennstoff, als Bast dient sie zum Binden, als Flachs-, Hanf- und Baumwollenfaser liefert sie uns Gewebe, die vorzüglich zur Bekleidung dienen. Sind die Kleidungsstücke abgetragen, so stellen wir aus den Lumpen das unentbehrliche Papier dar.

Die Fasern des Flachses und Hanfes sind weit dauerhafter, als die der Baumwolle; da aber letztere weit billiger ist, so verfälscht man häufig leinene Gewebe mit Baumwolle. Behandelt man ein solches aus Flachs- und Baumwollenfasern bestehendes Gewebe mit Schwefelsäure, so werden die Baumwollenfasern weit schneller zerstört, als die Flachsfasern, man kann also auf diese Weise leicht prüfen, ob man reine oder verfälschte Leinewand vor sich hat. Noch sicherer geschieht die Untersuchung mittelst des Mikroskops, denn unter diesem erscheinen die leinenen Fäden als runde Röhren mit einem engen, hohlen Kanale in der Mitte (a), die Baumwollen-

Fig. 34.



fäden hingegegen als flache, bandförmige Cylinder mit einem weiten, hohlen Kanale in der Mitte, die häufig einem Pfropfenzieher ähnlich gewunden sind (b).

Die thierische Wollenfaser ist viel dicker, auf ihrer Oberfläche mit dünnen Blättchen oder Schüppchen bedeckt (c) und riecht beim Verbrennen viel unangenehmer.

Die Seidenfaser endlich bildet sehr feine, vollkommen runde Fäden ohne Höhlung, und nur zuweilen hängt ihnen eine kleine Menge

fremden Stoffes an, der oft einen schmalen Rand an beiden Seiten bildet (d).

Wie man aus der Pflanzenfaser Schießbaumwolle und aus dieser das Collodium darstellt, wurde bei dem Stickstoff bereits besprochen.

Behandelt man die Pflanzenfaser längere Zeit mit verdünnter Schwefelsäure, so geht sie allmählig in Gummi und dann in Zucker über, man nennt sie daher einen in Zucker überführbaren Pflanzenstoff.

II. Stärkemehl, Stärke, Satzmehl oder Amylum.

Zerreibt man Kartoffeln auf einem Reibeisen, schüttet den aus zerrissenen Zellen gebildeten Brei auf ein Sieb und wäscht ihn mit Wasser aus, so fließt dies anfangs milchicht trübe, dann heller, endlich ganz klar ab. Läßt man nun die abgelaufene Flüssigkeit ruhig stehen, so bildet sich allmählig ein fester, weißer Bodensatz, von dem man das darüber stehende Wasser leicht abgießen kann. Dieser Bodensatz heißt Stärkemehl, Stärke, Satzmehl oder Amylum (d. h. ohne Mühle gewonnenes Mehl).

Macht man Weizenmehl mit Wasser zu einem steifen Teige an, bindet denselben in ein grobes Tuch und knetet ihn unter stetem Aufgießen von Wasser so lange, bis dieses klar abfließt, so erhält man ebenfalls in der abgelaufenen Flüssigkeit einen Bodensatz von Stärkemehl.

Verfährt man mit aufgequellten Erbsen auf gleiche Weise — wiederum zeigt sich derselbe Erfolg.

Aehnlich verhält es sich mit Bohnen, Linsen, unreifen Aepfeln, vielen Wurzeln u. s. w., ja gänzlich fehlt das Stärkemehl keinem Pflanzentheile, in welcher Vegetationsperiode sich derselbe auch befinden möge.

Das Stärkemehl macht keinen Bestandtheil des Zellgewebes der Pflanzen aus, sondern es findet sich stets im Innern der Pflanzenzellen in eigenthümlich regelmäßig gebildeten, rundlichen oder ovalen, mikroskopisch kleinen Körnchen, die bei den oben angegebenen Versuchen mit dem Wasser ablaufen.

Je nach den verschiedenen Pflanzen haben die Stärkemehlkörnchen verschiedene Formen, so daß sie mittelst des Mikroskops unterschieden werden können. Man unterscheidet daher auch: Kartoffelstärke, Weizenstärke, Erbsenstärke, Bohnenstärke, Maisstärke, Marantastärke oder Pfeilwurzelmehl (auch Arrow-root, aus der rohrartigen Pfeilwurzel, **Maranta arundinacea** und andern indischen Pflanzen, in der Arznei angewendet) u. s. w.

Die Stärkemehlkörnchen bilden keine gleichartige Masse, sondern sie bestehen aus schalenartig über einander liegenden Schichten, welche von innen nach außen an Dichtigkeit und Festigkeit zunehmen, und eine kleine Höhlung umschließen, die mit Flüssigkeit oder, wenn die Körnchen getrocknet sind, mit Luft gefüllt ist.

Das Stärkemehl besitzt weder Geruch noch Geschmack, ist in kaltem Wasser unlöslich, quillt in demselben auf und bildet, mit heißem Wasser übergossen, indem die einzelnen Körnchen platzen, eine dicke, gallertartige Masse, die als Klebemittel unter dem Namen Buchbinder- oder Stärkekleister bekannt ist, und durch Jod dunkelblau gefärbt wird. Erhitzt man sie trocken bis auf + 200 ⁰ oder kocht man sie lange oder unter höherem Drucke mit Wasser, so wird sie in diesem völlig löslich und verliert die Fähigkeit, nach dem Erkalten gallertartig zu werden. Dasselbe geschieht, wenn man dem Wasser eine Mineralsäure zusetzt. Die so veränderte Stärke heißt Stärkegummi, Leiocom, Dextrin oder geröstete Stärke. Sie wird besonders zum Appretiren (Glattmachen) der Zeuge benutzt, und zu diesem Zwecke gewöhnlich in großen Kaffeetrommeln bereitet. Kocht man das Dextrin mit Wasser, wozu man eine geringe Quantität Schwefelsäure gesetzt hat, so verwandelt es sich in eine süße Flüssigkeit, Stärkesyrup, woraus man festen Stärkezucker darstellen kann, mit welchem nicht selten der Farinzucker verfälscht wird, der weit mehr Süßigkeit enthält, als der Stärkezucker.

Ebenso wird das Stärkemehl in Dextrin (Gummi) und Zucker verwandelt, wenn man Stärkekleister in einen Aufguß von zerquetschtem Gerstenmalz einrührt, und die Flüssigkeit längere Zeit hindurch in einer + 70 ⁰ nicht übersteigenden Wärme erhält. Die kleisterige Masse wird dünnflüssig und süß. Darauf beruht die Anwendung des Malzes bei der Bier- und Branntweinbereitung. Den dabei thätigen, im Malze befindlichen Stoff kennt man noch nicht genau, hat ihm aber den Namen Diastase gegeben (s. Kap. 10).

Auch bei dem Geschäfte der Verdauung der Speisen geht im menschlichen und thierischen Körper diese Verwandlung des Stärkemehls in Zucker vor sich, und zwar hat hierbei der Speichel den größten Antheil. Die Zuckerbildung beginnt schon im Munde und wird im Magen durch Vermittelung des in großen Mengen hinabgeschluckten Speichels fortgesetzt.

Ebenso wirkt die Lebenskraft in den Früchten, die im unreifen Zustande reich an Stärkemehl sind, welches sich bei dem Reifen in Zucker umbildet. Auch der Frost bringt ähnliche Wirkungen hervor, deshalb schmecken erfrorene Kartoffeln süß.

III. Gummi, Pflanzenschleim und Pflanzengallert.

In manchen Pflanzensäften kommt das Gummi in großer Menge vor, so daß es aus der Rinde der Pflanzen ausfließt und an der Luft erhärtet. Bei uns nehmen wir diese Erscheinung häufig an Kirsch- und Pflaumenbäumen wahr (Kirsch- und Pflaumengummi — fälschlich Harz genannt). Am meisten wendet man das arabische Gummi (gummi arabicum) an, welches in Arabien und Afrika aus mehreren Arten der Akazie (die nicht mit der bei uns kultivirten, unächten Akazie — Robinia Pseud-Acacia — zu verwechseln sind) ausfließt, und in jenen heißen Ländern häufig als Nahrungsmittel angewendet wird. Reines arabisches Gummi ist farblos, durchsichtig, in Wasser leicht zu einer zähen, klebrigen, daher häufig als Klebmittel gebrauchten, Flüssigkeit löslich. (Harze sind im Wasser unlöslich, lösen sich dagegen in Weingeist, was bei den Gummiarten nicht der Fall ist.)

Dem Gummi verwandt sind die Pflanzenschleime, welche im Wasser aufquellen und es in eine schleimige Masse verwandeln. So verhält sich z. B. das Gummi traganth; auch Quittenkerne, Leinsamen, Eibischwurzeln und die Wurzeln vieler Knabenkräuter (Orchideen) liefern reiche Massen von Pflanzenschleim.

Die Pflanzengallert (das Pectin) ist in vielen Früchten enthalten, und bildet bei der Reife das Fleisch derselben, ist auch die Ursache davon, daß dieselben, besonders wenn man sie längere Zeit mit Zucker aufkocht, bei dem Erkalten zu einer gallertartigen Masse, dem sogenannten Gelée, erstarren.

IV. Der Zucker.

Wir haben im Vorstehenden erfahren, daß die Pflanzenfaser, das Stärkemehl und das Gummi in Zucker übergehen können. In den meisten Pflanzen ist mehr oder weniger Zuckersaft enthalten. Derselbe ist farb- und geruchlos, schmeckt süß und ist gewöhnlich krystallisirbar. Der Zucker ist im Wasser löslich und zersetzt sich beim Erhitzen, indem er erst braun wird, schmilzt und eine nicht mehr süß schmeckende Masse (Caramel oder gebrannter Zucker) bildet, mittelst deren man, indem man sie in Wasser auflöset, den Essig und manche Liköre zu färben pflegt. Bei noch stärkerer Erhitzung verkohlt der Zucker, und die Kohle

verbrennt endlich wie Holzkohle, ohne Rückstand, wenn der Zucker keine fremden Beimischungen enthält.

Man unterscheidet fünf Arten von Zucker:

1. Der Fruchtzucker ist in den süßen Früchten befindlich, welche zugleich eine freie Säure enthalten, z. B. in den Kirschen, Pflaumen, Johannis- und Weinbeeren. Man kann ihn darstellen, indem man die Säure in dem ausgepreßten Fruchtsafte durch Kreide neutralisirt. Er bildet keine Krystalle, ist im Wasser und Weingeist leicht löslich und von sehr süßem Geschmack. Im Thierreiche findet er sich unter Anderem in dem Honig der Bienen zugleich mit dem Traubenzucker. Uebergießt man Honig mit Weingeist, so scheidet sich der Traubenzucker aus, während der Fruchtzucker aufgelöst bleibt.

2. Der Traubenzucker, Krümelzucker oder Stärkezucker wurde schon bei dem Stärkemehl besprochen, denn er ist es, in welchen die Pflanzenfaser, das Stärkemehl und das Gummi übergehen können. Er findet sich besonders in den getrockneten süßen Früchten vor (gebackene Pflaumen, Rosinen u. s. w.), ferner im Honig, aus dem er sich bei längerem Stehen niederschlägt, auch ist er im Blute und in der Leber der Menschen und warmblütigen Thiere enthalten, sowie im Eiweiß der Hühnereier. Bei einer gewöhnlich tödtlichen Krankheit, der zuckerigen Harnruhr, wird er in großer Menge im Urin vorgefunden. — Der Traubenzucker entsteht aus dem Fruchtzucker, wenn eine Lösung des letzteren längere Zeit an der Luft steht. Er krystallisirt gewöhnlich in krümeligen Massen, wie man dieselben im Honig findet, und schmeckt weniger süß, als der Frucht- und Rohrzucker.

3. Schleimzucker heißt solcher Zucker, der gar nicht krystallisirt (Syrup). Er entsteht z. B. aus dem Rohrzucker, wenn man diesen unter gewöhnlichem Luftdrucke längere Zeit siedet. Um seine Bildung zu verhindern oder doch möglichst zu beschränken, kocht man in den Zuckerfabriken den Zuckersaft in luftverdünnten Räumen (den sogenannten Vacuumpfannen), wobei die Temperatur weit niedriger bleiben kann, als unter dem gewöhnlichen Luftdrucke.

4. Der Rohrzucker, das gewöhnlichste Versüßungsmittel, wird besonders aus dem Zuckerrohr, den Runkelrüben und — in Nordamerika — aus dem Safte des Zuckerahorns gewonnen. Aus dem Zuckerahornbaume erhält man den Zuckersaft durch Anbohren des

Stammes, aus dem Zuckerrohr und der Zuckerrübe durch Auspressen. Der Saft des Zuckerrohrs wird unter Zusatz von gebranntem Kalk, der die vorhandene Säure an sich zieht, eingesotten und durch Filtration über Thierkohle entfärbt. Hat er Syrupsdicke erlangt, so läßt man ihn erkalten. Dies geschieht zuletzt in Fässern mit einem durchlöcherten Boden, durch welchen der nicht krystallisirbare Syrup (die Melasse) abläuft. Der auf diese Weise gewonnene Rohzucker (die Moskovade, oder in pulversirter Form der Farinzucker) wird in den Zuckerraffinerien gereinigt, damit er möglichst weiß werde. Man löset ihn daher abermals auf, klärt ihn durch Rindsblut, filtrirt ihn über Thierkohle, und gießt ihn in thönerne Formen von der Gestalt der Zuckerhüte, in denen man ihn von Zeit zu Zeit umrührt, damit sich keine großen Krystalle bilden (gestörte Krystallisation). Die Zuckerhutformen haben an der Spitze eine kleine Oeffnung, die man anfangs verstopft, sobald der Zucker aber erstarrt, öffnet. Jede Form wird, mit der Spitze nach unten, auf einen Topf gesetzt, in welchen der Syrup abläuft. Dann bedeckt man die nach oben gerichtete Basis des Zuckerhuts mit einem Kuchen von feuchtem, reinem Thon, damit das in diesem enthaltene Wasser allmählig herabsickert und die dem Zucker noch beigemischten fremden Bestandtheile mit fortnimmt. Zuletzt werden die Zuckerhüte in der Darrstube getrocknet.

In ähnlicher Weise behandelt man den Saft der Runkelrüben, nur daß die Darstellung des Rohzuckers und die Raffinirung desselben eine ununterbrochene Operation ausmacht.

Den krystallisirten Candiszucker erhält man, indem man Zuckerlösung in Töpfe gießt, welche mit weißen Zwirnfäden durchzogen sind, an denen sich die Krystalle ansetzen.

Der Gerstenzucker entsteht, wenn eine Zuckerlösung stark gekocht und dann auf eine geölte Steinplatte ausgegossen wird. Man knetet ihn, um das Krystallisiren zu verhindern und zerschneidet ihn in Streifen, denen man durch Rollen auf einem Steine die gewünschte Form giebt.

5. Der Milchzucker ist nur in der Milch der Säugethiere enthalten und wird aus den süßen Molken (s. Thierchemie) durch Abdampfung in Krystallen erhalten, welche sich schwerer in Wasser lösen, als Rohrzucker, und weniger süß sind.

Außer diesen eigentlichen Zuckerarten giebt es noch andere Süßstoffe in verschiedenen Pflanzen, welche man ihres Geschmackes wegen ebenfalls

Zucker zu nennen pflegt, obschon sie andere chemische Eigenschaften besitzen. Hierher gehört der Süßstoff der Süßholzwurzel, Glycyrrhizin genannt, weil das Süßholz Glycyrrhiza heißt, — er bildet den bekannten Lakrizensaft; — ferner der Mannazucker (Mannit), in der Mannaesche, im Kirschgummi, in den Fliederblättern, in dem Safte der Tamarinden enthalten; — der Muskelzucker (Inosit) in der Flüssigkeit des thierischen Fleisches u. a. m.

Durch Gährung geht der Zucker in Weingeist über (s. Kap. 10).

Zweites Kapitel.

Die eiweißartigen Stoffe oder Proteinsubstanzen.

Pflanzenfibrin (Kleber) — Pflanzenalbumin (Eiweiß) — Pflanzencasein (Käsestoff).

CHON; — (S—P).

Während uns das vorige Kapitel stickstofffreie Pflanzenstoffe vorführte, betrachten wir jetzt stickstoffhaltige, mithin aus allen vier Organogenen zusammengesetzte, in denen sich überdies noch Schwefel, Phosphor und andere unorganische Stoffe befinden, welche letzteren bei dem Verbrennen der in Rede stehenden Körper als Asche zurückbleiben.

1. Das Pflanzenfibrin oder der Pflanzenfaserstoff*, auch Kleber, Gluten oder Pflanzenleim genannt, kann am leichtesten aus Weizenmehl dargestellt werden, indem die Samen der Getreidearten vorzüglich reich daran sind, und zwar ist es in ihnen im ungelöseten, faserigen Zustande enthalten; übrigens findet es sich überhaupt in allen Pflanzensäften in größerer oder geringerer Menge gelöset. Knetet man — wie bei der Gewinnung des Stärkemehls — Weizenmehl in einem Sacke unter Wasser, bis dieses nicht mehr getrübt wird, so bleibt in dem Sacke eine

* Nicht zu verwechseln mit der im ersten Kapitel besprochenen Pflanzenfaser oder dem Zellstoffe.

klebrige, zähe, graue Masse zurück, welche aus Kohlen-, Wasser-, Sauer- und Stickstoff besteht, und wegen ihrer Klebrigkeit die Namen Kleber (Gluten) oder Pflanzenleim erhalten hat, obschon diese Eigenschaft nur von fremden Beimischungen herrührt. Im thierischen Blute ist ein ganz verwandter Stoff, das Thierfibrin oder der Thierfaserstoff enthalten und bildet den Hauptbestandtheil des thierischen Fleisches (s. Thierchemie).

2. Das Pflanzenalbumin oder Pflanzeneiweiß* ist ebenfalls in aufgelöseter Form in den Pflanzenzellen, mithin auch in ausgepreßten Pflanzensäften enthalten, und stimmt mit dem z. B. in den Eiern enthaltenen thierischen Eiweiß darin überein, daß es bei einer Erwärmung auf + 60—70° gerinnt und dann nicht mehr löslich ist. Um das Pflanzeneiweiß zu gewinnen, darf man daher nur einen Pflanzensaft bis beinahe zum Sieden erhitzen: das Eiweiß gerinnt und scheidet sich in Flocken aus.

3. Das Pflanzencasein (der Pflanzenkäsestoff) oder Legumin (weil es namentlich in den Samen der Hülsenfrüchte oder Leguminosen — Erbsen, Bohnen, Linsen u. s. w. — in ungelöstem Zustande enthalten ist) scheidet sich aus Pflanzensäften aus, wenn man eine Säure zu diesen mischt. Preßt man z. B. aufgequellte Erbsen in einem Leinwandsäckchen unter Wasser aus, so bleibt in dem Säckchen der Kleber (das Fibrin) zurück, während die abgelaufene Flüssigkeit Stärkemehl, Eiweiß und Casein enthält. Ersteres setzt sich allmählig zu Boden; aus der von demselben abgegossenen Flüssigkeit erhält man durch Aufkochen das Eiweiß, und, wenn man dieses abfiltrirt hat, mittelst einer Säure das Casein.

Das Pflanzencasein hat seinen Namen von seiner Uebereinstimmung mit dem aus der thierischen Milch durch eine hinzugefügte oder in derselben entstandene Säure sich ausscheidenden Käsestoffe.

Das Pflanzenfibrin, das Pflanzeneiweiß und das Pflanzencasein führen den gemeinschaftlichen Namen eiweißartige (albuminöse) Stoffe oder Proteinsubstanzen. Letzterer Name deutet an, daß sie die Grundlage alles Organischen bilden.

* Das Pflanzeneiweiß der Chemie ist nicht zu verwechseln mit dem Eiweißkörper der Botanik. Manche Samen die der Botaniker eiweißlos nennt, z. B. Nüsse, Mandeln u. s. w. sind reich an Eiweiß im chemischen Sinne.

Sämmtliche Proteinkörper stimmen darin überein, daß sie sowohl im flüssigen, als im starren (geronnenen) Zustande vorkommen, und, *einmal* geronnen, ohne Veränderung ihrer Eigenschaften nicht wieder flüssig gemacht werden können. Im feuchten Zustande gehen sie sehr bald in Fäulniß über, und vermögen andere organische Körper dann in den Zustand der Gährung zu versetzen (s. Kap. 10).

Die eiweißartigen Substanzen bilden die wesentlich nährenden Stoffe in den Nahrungsmitteln der Menschen und Thiere, namentlich in ihrer Mischung mit Stärkemehl, wie sie z. B. in den Samen des Getreides vorkommen.

Drittes Kapitel.

Die nicht flüchtigen Fettstoffe.

Fette Oele — thierisches Fett — Wachs.

CHO.

Man nennt diejenigen Oele, welche nicht verflüchtigt werden, daher z. B. auf Papier getropft, einen bleibenden Fettfleck hinterlassen, fette Oele zum Unterschiede von den im folgenden Kapitel zu besprechenden flüchtigen Oelen, welche verdunsten, ohne einen Fettfleck zu hinterlassen.

Die Fette, stickstofffreie Körper, sind theils fest — Fette im engeren Sinne, Schmalz, wenn sie weich, Talg, wenn sie hart sind — theils flüssig — fette Oele —; sie sind leichter, als Wasser, daher schwimmen sie auf demselben, mischen sich aber nicht mit ihm. In starkem Weingeist und Aether sind sie löslich. Die festen Fette schmelzen leicht, die flüssigen trocknen entweder an der Luft ein (Firnißöle, z. B. Leinöl) oder sie trocknen nicht (Schmieröle, z. B. Baumöl). Die Fette sind entzündlich und verbrennen mit leuchtender Flamme, daher dienen sie als Leuchtmaterialien. Sie lösen viele Stoffe auf, die im Wasser nicht löslich sind, z. B. Schwefel, Phosphor, Kampher. Da sie aus der Luft den Sauerstoff an sich ziehen, so tritt zuweilen in Folge der dabei entwickelten Wärme Selbstentzündung ein.

Die Fette (Talg, Schmalz, Oel u. s. w.) sind keine gleichartigen Massen, sondern sie sind ein Gemenge von verschiedenen Fettarten. Vier von diesen sind besonders wichtig, weil sie die wesentlichen Gemengtheile fast aller dem Pflanzen- oder Thierreiche angehörenden Fettkörper bilden. Sie heißen:

Stearin — dies ist in den harten Talgarten vorherrschend, es macht z. B. fast 3/4 des Rindstalges aus —

Margarin — es bildet die Hauptmasse des weichen Schmalzes, besonders auch des Fettes im menschlichen Körper —

Olein — es findet sich besonders in den nicht trocknenden oder Schmierölen —

Olin — vorzüglich in den trocknenden oder Firnißölen enthalten.

Die beiden letzteren faßt man wohl auch unter dem Namen Elain zusammen.

Das Stearin scheidet sich in der Winterkälte aus dem Rübsöle als feste Masse aus; aus dem Rindstalge kann man es durch längeres Kochen desselben mit absolutem Weingeist (im Wasserbade) ausscheiden, indem die übrigen Fette des Talges sich im Weingeist lösen, während man durch Abfiltriren das feste, eine glänzende, blättrige Masse bildende Stearin erhält.

Die einzelnen (nicht gemengten) Fette, also z. B. das Stearin, Margarin, Olein und Olin sind salzartige Körper, welche alle eine und dieselbe Basis (Glyceryloxyd) aber verschiedene Säuren enthalten, die man fette Säuren nennt, weil sie mit den Fetten, aus denen sie gewonnen werden, die Fettigkeit und die Nichtmischbarkeit mit dem Wasser gemein haben.

Stearin ist demnach aus Stearinsäure und Glyceryloxyd gebildet, mithin stearinsaures Glyceryloxyd; Margarin ist margarinsaures Glyceryloxyd u. s. w.

Bietet man den Fettsäuren eine unorganische starke Base, besonders Kali oder Natron dar, so verbinden sie sich mit diesen zu einem Salze, welches man Seife nennt, das Glyceryloxyd aber wird ausgeschieden, nimmt sofort Wasser auf und verwandelt sich in einen süß schmeckenden Körper, Oelsüß, Oelzucker oder Glycerin genannt.

Der Vorgang der Seifenbildung beruht mithin auf einfacher Wahlverwandtschaft: aus Kali oder Natron und fettsaurem Glyceryloxyd (Fett) wird fettsaures Kali oder Natron (Seife).

Die Kaliseifen bleiben weich und schmierig (Schmierseife, z. B.

die grüne Seife); die Natronseifen sind hart. Versetzt man die Seifen mit wohlriechenden Stoffen, so erhält man parfümirte oder Toilettenseifen.

Das gewöhnliche Verfahren des Seifensieders bei der Bereitung der Hausseife ist der Hauptsache nach folgendes. Er häuft Pflanzenasche auf einem gepflasterten Boden auf, und macht in diesen Haufen ein Loch, in welches er gebrannten Kalk schüttet. Letzteren begießt er mit Wasser, damit er sich löscht. Hierauf arbeitet er die ganze Masse gut unter einander, und bringt sie dann in ein Gefäß, den Aescher, der über seinem eigentlichen Boden noch einen Siebboden, unten aber einen Hahn hat. In diesem Gefäße wird die Masse so lange mit Wasser begossen, als dasselbe eingesaugt wird. Zwischen den beiden Böden sammelt sich nun eine scharfe Lauge, welche, wenn der Hahn geöffnet wird, in ein untergesetztes Gefäß, den Sumpf, abläuft.

Betrachten wir den chemischen Vorgang bis hierher, so wird uns bald klar werden, daß die abgelaufene Flüssigkeit aus Aetzkalilauge besteht. Die Asche enthält, wie wir aus Früherem wissen, vorzüglich kohlensaures Kali (Potasche), und diesem wird die Kohlensäure durch den Kalk entzogen, so daß Kali gebildet wird. Man hätte natürlich statt der Asche sofort Potasche nehmen können.

Nunmehr füllt der Seifensieder die Aetzkalilauge in einen Kessel, thut den Talg (oder statt dessen Palm- oder Cocosöl) hinzu, und kocht die Masse 5—8 Stunden lang gelind. Sie wird gallertartig (Seifenleim) und erstarrt, wenn das Feuer ausgelöscht wird, zu Schmierseife, welche auf der Unterlauge schwimmt. Soll aber nicht weiche, sondern harte Seife dargestellt werden, so wird der Seifenleim mit Kochsalz versetzt. Dadurch entsteht vermittelst doppelter Wahlverwandtschaft:

aus fettsaurem Kali und Chlornatrium (Kochsalz): Chlorkalium und fettsaures Natron.

Wird von vorn herein statt der Asche oder Potasche die Soda angewendet, so ist der letzte Umwandlungsprozeß nicht nothwendig, sondern man setzt nur wenig Kochsalz zu, damit sich der im Salzwasser unlösliche Seifenleim als Seife ausscheidet.

Nimmt man statt des Talges Olivenöl, so erhält man die feinere Oel-, Marseiller oder venetianische Seife.

Die Seifen sind in wenig reinem Wasser vollständig zu einer klaren, schleimigen Flüssigkeit löslich; durch vieles Wasser werden sie zersetzt und bilden damit eine schäumende trübe Flüssigkeit. Diese enthält fettsaures

Alkali und freies Kali oder Natron. Letzteres löset bekanntlich organische Stoffe, also auch den Schmutz auf, das erstere aber bewirkt durch seine Schlüpfrigkeit ein leichtes Wegspülen der gelöseten Stoffe. Zugleich hüllt die Fettsäure das ätzende Alkali ein und mildert dessen Schärfe. In kalkhaltigem Wasser löset sich die Seife nicht auf, indem die Fettsäure mit dem Kalk zu unlöslicher Kalkseife zusammentritt; daher nimmt man zum Waschen Fluß- oder Regenwasser.

Das Bleipflaster der Apotheken wird durch Kochen des Bleioxydes (der Bleiglätte) mit Olivenöl dargestellt. Auch hierbei wird das Glycerylоxyd durch das Bleioxyd verdrängt, und es entsteht eine seifenartige Verbindung, welche im Wasser unlöslich ist.

Den Seifenspiritus erhält man durch Auflösung venetianischer Seife in Weingeist; den bekannten Opodeldoc durch Auflösung von Talgseife in erwärmtem Weingeist unter Zusatz von Kampher, Salmiakgeist und ätherischen Oelen z. B. Rosmarinöl; die Linimente durch Schütteln fetter Oele mit Salmiakgeist. Alle drei Stoffe werden häufig als Einreibungen angewendet.

Die Stearinkerzen bestehen aus Stearin- und Margarinsäure. Man verbindet den Talg mit Kalk zu unlöslicher Kalkseife und zersetzt dieselbe wiederum durch Schwefelsäure, wodurch man schwefelsauren Kalk und freie Stearin-, Margarin- und Oleinsäure erhält. Letztere preßt man ab, um sie anderweitig zu verwenden, aus dem Gemisch der Stearin- und Margarinsäure aber macht man die Stearinkerzen.

Schließlich überblicken wir die wichtigsten nicht flüchtigen Fettstoffe des Pflanzen- und Thierreiches.

I. Pflanzenfett.

a) Trocknende oder Firnißöle.
Lein-, Hanf-, Mohn-, Ricinus-, Kürbiskern-Oel, sämmtlich aus den Samen der betreffenden Pflanzen gewonnen.

b) Nicht trocknende oder Schmieröle.
Oliven- oder Baumöl (Provenceröl), Rübs- und Rapsöl, Mandelöl, Cocos- und Palmöl u. s. w. ebenfalls aus Samen dargestellt.

II. Thierfette.

Wie schon bemerkt worden, heißen die harten Thierfette Talg (auch Inselt), die weichen Schmalz. Hierher gehören Schweinefett, Dachsfett, Hasenfett, Hirschtalg u. s. w., deren jedem die Landleute bestimmte Heilkräfte zuschreiben, während man

in Apotheken nur das Schweinefett führt; — ferner Fischthran (Leberthran), Wallrath, Butter u. s. w.

Mit den Fetten nahe verwandt sind die Wachse. Auch bei ihnen unterscheidet man Pflanzenwachse und Thierwachse. Die Wachsarten bestehen gleich den Fetten aus viel Kohlen- und Wasserstoff und wenig Sauerstoff; sie sind bei gewöhnlicher Temperatur fest, in der Kälte hart und spröde, in der Wärme weich und formbar. Bei 65—85° Wärme werden sie flüssig, fangen leicht Feuer und brennen mit stark leuchtender Flamme. Sie sind ohne Geruch und Geschmack, im Wasser unlöslich und leichter als dieses, aber auch in Weingeist und Aether wenig löslich. Hierdurch wie durch ihre Knetbarkeit unterscheiden sie sich besonders von den Fetten. Uebrigens sind sie gleich diesen ein Gemenge mehrerer verschiedenartiger Körper, und salzartig aus verschiedenen Säuren und eigenthümlichen Basen zusammengesetzt. Das am häufigsten vorkommende und deshalb die vorzüglichste Anwendung findende Wachs ist das Bienenwachs, welches ursprünglich gelb ist, aber, wenn man es in kleinen Körnern oder dünnen bandartigen Streifen der Luft und dem Sonnenlichte aussetzt, weiß gebleicht wird. Seine Anwendung ist bekannt. Im Handel kommen noch vor: das chinesische Wachs, welches ebenfalls von einem Insekt (Coccus ceriferus) bereitet wird; das japanische Wachs, ein Pflanzenprodukt (von Rhus succedanea), und das Palmwachs von der Wachspalme (Ceroxylon andicola).

Viertes Kapitel.

Die flüchtigen Fettstoffe.

Aetherische Oele. — Camphore.

CH — CHO — CHS(N).

In vielen Pflanzen, besonders in den Blüthen und Früchten, sind Stoffe vorhanden, welche wir schon mittelst des Geruches wahrnehmen, und die wir deshalb Geruchstoffe nennen können. Man denke z. B. an den Duft der Rosen, Nelken, Levkojen u. s. w., an den heftigen Geruch mehrerer Kamillen-Arten (z. B. der Thee- und der Stinkkamille), an das Arom der Samen vieler zur Familie der Schirm- oder Dolden-

gewächse gehörenden Pflanzen, z. B. des Fenchel, Dill, Anis u. s. w., an den Harzgeruch in Nadelwäldern u. s. f.

Destillirt man solche stark riechende Pflanzentheile mit Wasser, so erhält man als Destillat zwei Flüssigkeiten, eine wässerige und eine ölige, welche auf ersterer schwimmt oder in derselben untersinkt, ohne sich mit derselben zu mischen. Dieses Oel heißt flüchtiges oder ätherisches Oel, weil es leicht verdunstet, oder, wenn es bei gewöhnlicher Temperatur fest ist, flüchtiges Fett oder Kampher. Daß diese flüchtigen Fettstoffe auf Papier einen Fettfleck verursachen, der in Folge ihrer Verdunstung bald wieder verschwindet, wurde bereits im vorigen Kapitel bemerkt.

Nicht alle flüchtigen Oele sind in den Pflanzen fertig gebildet, manche entstehen vielmehr erst bei der Destillation aus der Wechselwirkung verschiedener in den Pflanzen enthaltener oder bei dem Destilliren zugesetzten Stoffe oder sie sind Produkte der Gährung. So liefern z. B. Eiweißstoffe mit verdünnter Schwefelsäure und Braunstein destillirt, flüchtiges Bittermandelöl. Man nennt solche flüchtige Oele Fermentole. Zu ihnen gehört das beim Branntweinbrennen vermöge der Gährung des Roggens oder der Kartoffeln entstehende Fuselöl.

Auch bei der sogenannten trocknen Destillation des Holzes, der Knochen, der Steinkohlen und anderer organischer Stoffe erhält man eigenthümliche ätherische Fettkörper, welche sehr gemengte Substanzen von gewöhnlich dicklicher Consistenz, meist dunkler Farbe und unangenehmem Geruch sind, und flüchtige Brandöle, empyreumatische Oele oder pyrogene flüchtige Fettstoffe genannt werden (s. Kap. 10).

Ihrer chemischen Zusammensetzung nach sind die flüchtigen Fettstoffe, wie die Ueberschrift des Kapitels andeutet, entweder sauerstofffrei, nur aus Kohlen- und Wasserstoff zusammengesetzt (CH), z. B. das Terpentinöl, das Steinöl, — oder sie sind sauerstoffhaltig, aus Kohlen-, Wasser und Sauerstoff zusammengesetzt (CHO), z. B. das Mandel-, Nelken-, Zimmtöl, — oder sie sind schwefelhaltig, aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Schwefel (wozu zuweilen noch Stickstoff tritt) zusammengesetzt (CHS oder CHNS), z. B. Senf-, Meerrettig-, Knoblauchöl. Letztere sind besonders durch scharfen, die Augen zu Thränen reizenden Geruch, scharfen Geschmack und heftig aber flüchtig reizende Wirkung auf die Haut ausgezeichnet.

Manche flüchtige Oele zerfallen in der Kälte in ein flüssig bleibendes Oel (Eläoptén) und in ein erstarrendes (Stearoptén), welche oft ver-

schieden zusammengesetzt sind, indem z. B. der eine Theil sauerstofffrei, der andere sauerstoffhaltig ist. Solche Oele sind unter anderen das Rosen-, Anis-, Fenchelöl.

Die ätherischen Oele sind im reinsten Zustande größtentheils farblos, gewöhnlich aber sind sie gelblich oder nehmen mit der Zeit eine andere Farbe an, z. B. das Cajeputöl, welches anfangs farblos ist, dann aber grün wird; einige besitzen jedoch eine eigenthümliche, wesentliche Farbe, z. B. das Kamillen- und das Schafgarbenöl sind schön blau. Sie *sind* entweder leichter als Wasser, so daß sie gleich den fetten O*elen auf* demselben schwimmen, oder sie sind schwerer als Wasser, und sinken in diesem zu Boden, z. B. das Mandelöl. An der Luft färben sie sich, indem sie Sauerstoff aufnehmen, allmählig dunkel, verlieren an Geruch und werden dickflüssig (sie verharzen). Innerlich angewendet *wirken* sie heftig reizend, oft sogar giftig. Im Wasser sind sie *wenig löslich* und theilen dann dem Wasser ihren Geruch mit (ätherische Wasser), in Weingeist, Aether, fetten Oelen und starker Essigsäure lösen sich alle leicht. Sie sind leicht entzündlich und brennen mit heller, russender Flamme. Will man sie löschen, so gieße man kein Wasser hinein, sondern verschließe schnell das Gefäß.

Man benutzt die ätherischen Oele vielfach. Mehrere dienen als Heilmittel; in andern löset man Harze auf, um Firnisse zu bereiten (s. Kap. 5); in Weingeist aufgelöset (gewöhnlich mehrere gemischt) liefern sie die wohlriechenden Parfümerien, z. B. das Eau de cologne (kölnisches Wasser) und tausend andere; in nicht flüchtigen Fetten gelöset geben sie wohlriechende Pomaden; mischt man sie mit Spiritus, der mit Zuckerwasser versetzt ist, so erhält man die verschiedenen Liköre, die nach dem angewandten Oele ihren Namen führen, z. B. Kümmel, Pomeranze u. s. w. Letztere stellte man früher gewöhnlich auf die Weise her, daß man die aromatischen Pflanzentheile selbst unmittelbar mit Branntwein übergoß und diesen dann abdestillirte, wobei das ätherische Oel zugleich mit überging.

Mischt man ein ätherisches Oel (gewöhnlich Terpentinöl) mit Weingeist in einer besonders dazu eingerichteten Lampe, worin die Flüssigkeit in Dampf verwandelt wird, der aus feinen Oeffnungen ausströmt und angezündet wird, so erhält man eine kräftige Flamme, welche keinen Ruß mehr absetzt, weil der Kohlenstoff des Oels mit dem Wasserstoff des Weingeistes Leuchtgas bildet, welches zu Kohlensäure und Wasser verbrennt (**Oelgaslampen**).

Die wichtigsten ätherischen Oele sind: das Terpentinöl, aus Terpentin (s. Kap. 5.) durch Destillation dargestellt und vielfach zur Darstellung von Oelfarben, Firnissen u. s. w. benutzt; das Citronenöl, aus den Citronenschalen durch Auspressen gewonnen, das Pomeranzenschalen und -blüthenöl, das kostbare Rosenöl, das Mandel-, Bittermandel-, Kamillen-, Lavendel-, Nelken- (aus Gewürznelken), Lorbeer-, Kümmel-, Kalmus-, Senföl u. a. m.

Unter den Camphoren ist der wichtigste der echte Campher (Kampfer), welcher aus dem in Stücke zersägten Holze des Campherbaumes (Laurus Camphora) durch Erhitzen mit Wasser gewonnen wird, wobei sich der Campher verflüchtiget. Dieser ist weiß, fest, fettig anzufühlen, krystallinisch, schmelzbar, im Wasser wenig, in Weingeist, Aether und fetten Oelen leicht löslich, von durchdringendem aromatischem Geruch und starkem Geschmack, ist leicht entzündlich und brennt mit heller, russender Flamme. Aehnliche Campherstoffe kommen in andern Pflanzen abgelagert vor, oder finden sich in den aus diesen gewonnenen ätherischen Oelen gelöset, aus welchen sie sich bei längerem Stehen in der Kälte als Stearoptene ausscheiden.

An vielen Orten, besonders aber bei Baku am kaspischen Meere und bei Schiras in Persien quillt aus der Erde, gleichzeitig mit Wasser, das Steinöl, Erdöl oder die Naphtha (Petroleum), welches sich den brenzlichen Oelen anreihet. Es ist höchst wahrscheinlich ein Produkt des Steinkohlenbildungsprozesses, und enthält ein flüchtiges Oel, ätherisches Asphaltöl oder Petrolén genannt, welches sauerstofffrei ist und auch aus der Luft fast gar keinen Sauerstoff annimmt, weshalb man es zur Aufbewahrung solcher Stoffe benutzt, welche man vor dem Sauerstoff schützen will (Kalium, Natrium); auch wird es in der Arznei und zur Auflösung von Kautschouk und Harzen verwendet.

Fünftes Kapitel.

Die Harze, Balsame, Gummiharze und Kautschouke.

CHO — CH.

Die Harze fließen größtentheils in ätherischem Oele gelöset aus der Rinde der Bäume und Sträucher und erhärten an der Luft, indem das Oel verfliegt, während sie eine geringe Quantität Sauerstoff aufnehmen. Enthalten sie viel ätherisches Oel, so daß sie mehr oder weniger flüssig sind, so heißen sie Balsame. Sind die Harze mit Gummi gemengt, so nennt man sie Gummiharze oder Schleimharze. Destillirt man sie trocken, so lange noch flüssige Stoffe übergehen, so erhält man als Rückstand Brandharze.

Man kann die Harze als Körper betrachten, welche aus ätherischen Oelen durch die Einwirkung des Sauerstoffs der Luft entstanden sind. Sie sind im reinsten Zustande farblos, doch besitzen einige eine eigenthümliche Farbe, z. B. das Drachenblut ist roth, das Guajakharz ist braungrün u. s. w. Sie haben weder Geruch noch Geschmack. Bei gewöhnlicher Temperatur sind sie entweder hart und spröde, eigentliche Hartharze, oder weich und biegsam, Weichharze (besonders die Gummiharze), oder flüssig, Balsam. In der Wärme schmelzen sie und zersetzen sich bei fortgesetzter Erhitzung, wobei sie brennbare, eigenthümlich riechende Dämpfe entwickeln und einen kohligen Rückstand hinterlassen, der, an der Luft erhitzt, vollständig verbrennt. Sie sind leicht entzündlich und verbrennen mit heller, Ruß absetzender Flamme. Auf dem Wasser schwimmen sie meist und sind in demselben unlöslich, dagegen lösen sie sich leicht in Weingeist. Sie unterscheiden sich dadurch wesentlich von den ihnen oft höchst ähnlichen Gummiarten, denn Gummi verhält sich gerade entgegengesetzt, es ist im Wasser löslich, im Weingeist unlöslich. Bei den Gummiharzen kann man demnach Gummi und Harz leicht trennen, indem man sie mit Wasser behandelt, wobei das Gummi gelöset wird und das Harz ungelöset bleibt, oder indem man das Harz durch Weingeist löset, wobei das Gummi zurückbleibt. Auch in Aether und ätherischen oder fetten Oelen sind die meisten Harze löslich. Viele Lösungen von Hartharzen in Weingeist, Terpentin-

oder Leinöl werden als Firnisse, zum Lackiren und Poliren angewendet. Bei diesen beiden Operationen überzieht man demnach die Gegenstände mit Harz, indem der Weingeist oder das Terpentinöl verdunstet oder das Leinöl eintrocknet. Durch einen solchen Harzüberzug wird das Holz u. s. w. vor der Verwesung geschützt, denn die Harze sind unverweslich, weshalb die Alten mit ihnen die Leichen einbalsamirten (Mumien). Bei dem Lackiren und Poliren setzt der Tischler dem Firniß gewöhnlich einen Farbestoff zu. Das Lackiren geschieht durch bloßes Aufstreichen des Firnisses, bei dem Poliren aber wird die weingeistige Harzlösung mittelst eines Leinewandballens so lange verrieben, bis ein ganz ebener, glänzender Harzspiegel entsteht.

Die natürlichen Harze sind keineswegs gleichartige Stoffe, sondern sie sind ein Gemenge aus mehreren Harzen, welche sich besonders durch ihr Verhalten gegen verschiedene Lösungsmittel unterscheiden und durch diese von einander getrennt werden können. Manche Harze sind sauer (z. B. die Harze des Terpentins), daher röthet ihre weingeistige Lösung blaues Lakmuspapier, sie vermögen die Kohlensäure aus den kohlensauren Alkalien auszutreiben, und, an deren Stelle tretend, sich mit Kali und Natron zu Seife (Harzseife) zu verbinden; andre sind wenig sauer, noch andre neutral. Bei trockner Destillation geben die Harze Leuchtgas.

Wir führen nun die wichtigsten Harze auf.

A. Terpentine und Balsame, d. i. Auflösungen von Harzen in ätherischen Oelen. Destillirt man sie mit Wasser, so verflüchtiget sich das Oel mit dem Wasser und kann aufgefangen werden, während das Harz zurückbleibt. In offenen Gefäßen an die Wärme gestellt, verfliegt das Oel in die Luft, und man behält gleichfalls das Harz übrig. Hierher gehören:

der gemeine Terpentin aus Kiefern (Pinus sylvestris);

der Straßburger Terpentin aus Tannen (Abies pectinata);

der venetianische Terpentin aus Lerchenbäumen (Larix europaea);

der cyprische Terpentin aus der Terpentin-Pistazie (Pistacia terebinthus);

der Storax aus dem Storaxbaume (Styrax officinalis) in Südeuropa und Syrien;

der Copaiv-Balsam aus dem Copaiv-Balsambaume (Copaifera officinalis) in Südamerika;

der canadische Balsam aus der Balsamtanne (Pinus balsamea) in Nordamerika;

der peruvianische Balsam aus dem peruvianischen Balsambaume (Myroxylon peruiferum);

der Balsam von Gilead (Mekkabalsam) aus dem ächten Balsambaume (Amyris opobalsamum) in Arabien.

B. Eigentliche Harze. (In Weingeist löslich, in Wasser nicht.)

das Fichtenharz (Weißpech) aus unsern Nadelbäumen, wenn das Terpentinöl verflogen ist; — durch Erhitzung wasserfrei gemacht = Colophonium oder Geigenharz; — angezündet und dann ausgelöscht = Schwarzpech, Schiffs- oder Schusterpech;

das Galipotharz aus Frankreich, eine sehr helle Art des Fichtenharzes;

das Copalharz aus dem Copal-Sumach (Rhus copalinum) in Ost- und Westindien und Afrika;

das Dammarharz aus Ostindien;

das Mastixharz aus der Mastix-Pistazie (Pistacia lentiscus) in Südeuropa;

das Sandarakharz aus dem Sandarak-Lebensbaume (Thuja articulata) in Afrika;

das Gummilack von ostindischen Feigenbäumen (besonders Ficus religiosa und F. indica), deren Zweige das Weibchen der Lackschildlaus ansticht, worauf es von dem Harze umgeben und erstickt wird; man bricht die Zweige sammt der im Harze sitzenden Schildlaus ab (Stocklack), durch Scheidung gewinnt man Körnerlack und Schellack, so wie einen Farbstoff (s. Kap. 9.).

das Benzoeharz aus dem Benzoebaume (Benzoin officinale) auf Java und Sumatra;

das Drachenblut aus dem ostindischen Drachenbaume (Dracaena draco) und aus dem südamerikanischen Drachenblutbaume (Pterocarpus draco);

das Guajakharz aus dem Franzosen- oder Pockenholze (Guajacum officinale) in Südamerika;

das Jalappenharz aus der Wurzel der Jalappenwinde (Convolvulus Jalappa oder Ipomaea Jalappa) aus Mexico;

das Tacamahacharz (grüner oder Marienbalsam) von Calophyllum Tacamahaca auf Madagascar und Mauritius;

das Elemiharz vom südamerik. Elemibaume (Amyris elemifera);
das Animeharz u. A. m.

Merkwürdig sind zwei fossile, von einer untergegangenen Pflanzenwelt herstammende Harze:

der Bernstein, den man besonders in der Ostsee findet, und der von der vorweltlichen Bernsteinfichte stammt, und

der Asphalt, auch Erdpech oder Judenpech genannt, besonders häufig am todten Meere in Palästina, auch auf dem Wasser desselben schwimmend.

C. Gummiharze (Schleimharze). Die Gummitheile in Wasser, die Harztheile in Weingeist löslich.

Gummi Ammoniak aus einer tropischen Doldenpflanze (Peucedanum ammoniacum);

Teufelsdreck (Asa foetida) aus dem stinkenden Asant (Ferula Asa foetida) in Persien;

Aloe aus verschiedenen, besonders am Cap der guten Hoffnung wachsenden Aloearten;

Euphorbium aus der offizinellen Wolfsmilch (Euphorbia officinarum) in Afrika;

Galbanum aus Bubon galbanum und B. gummiferum;

Gummi-Guttä aus Stalagmites cambogioides) in Ostindien und Garcinia Cambogia (Hebradendron cambogioides) auf Ceylon;

Myrrhe aus Amyris Kataf und Balsamodendron Myrrha;

Weihrauch (Olibanum) aus dem Weihrauchbaume (Amyris thurifera oder Boswellia serrata) in Ostindien;

Opium aus der Mohnpflanze (Papaver somniferum);

Lactucarium aus verschiedenen Salatpflanzen (Lactuca);

Opoponax aus der Gummimöhre (Opoponax chironium) in Sicilien und Kleinasien;

Scammonium aus einer Windenart (Convolvulus scammonium) in der asiatischen Türkei;

Sagapenum von einer Dolde u. s. w.

Die Anwendung der Harze ist eine sehr mannigfache. Ihr Gebrauch zu Firnissen, Lacken, Polituren und Harzseifen wurde schon angedeutet. Die meisten sind in der Arznei gebräuchlich; Gummi-Guttä liefert eine schöne aber sehr giftige Farbe; der Bernstein dient zu Schmucksachen und gleich dem Weihrauch zum Räuchern; mit Asphalt, den man mit Kies mengt, belegt man Trottoirs, Straßen, Dächer u. s. w.

Die Kautschouke bestehen aus dem eingedickten Milchsafte verschiedener Pflanzen und sind den Harzen ähnlich, enthalten aber keinen Sauerstoff und unterscheiden sich durch ihre eigenthümliche Zähigkeit und Festigkeit von den Harzen, welche in der Kälte alle spröde sind. Die Kautschouke sind weder in Wasser noch in Weingeist löslich, wohl aber in Aether, Steinöl, Terpentinöl, Steinkohlentheeröl, Schwefelkohlenstoff u. s. w. Im vollkommen reinen Zustande sind sie farblos und entweder bei gewöhnlicher Temperatur oder in der Wärme höchst elastisch. Bei $+ 120^0$ schmelzen sie zu einer sehr zähen, schmierigen Masse, welche nur langsam wieder fest wird. In höherer Wärme zersetzen sie sich, fangen bei Annäherung eines brennenden Körpers Feuer und verbrennen mit gelber, stark russender Flamme. Die bekanntesten Kautschoukkörper sind:

1. Der gemeine Kautschouk (Gummi elasticum), am reichlichsten von Siphonia elastica in Amerika und von verschiedenen Feigenbäumen gewonnen und durch Ruß geschwärzt, weil es über Feuer im Rauche getrocknet wird, — ein vielfach angewandter Stoff (wasserdichte Zeuge, Ueberschuhe, Radirmittel u. s. w.). Wird das Gummi elasticum vulkanisirt, d. h. mit Schwefel innig gemischt, so wird es noch weit elastischer und bleibt auch in der Kälte so.
2. Die Gutta Percha, von Isonandra Gutta auf Malakka und Borneo. Sie ist weniger elastisch, aber sehr zäh, und wird in der Wärme weich und teigartig, so daß man ihr jede beliebige Form geben kann. Ihre Anwendung ist eine ungemein vielfache.

Den Kautschouken verwandt, aber durch reichen Gehalt an Sauerstoff verschieden, ist das Viscin, welches besonders in den weißen Beeren der auf Bäumen schmarotzenden Mistel (Viscum album) enthalten ist und als Vogelleim benutzt wird.

Sechstes Kapitel.

Die organischen Säuren.

CHO (CO; CHON; CHONS).

Was man unter Säure versteht, wissen wir aus der unorganischen Chemie. Die unorganischen Säuren (Mineralsäuren) bestehen sämmtlich aus zwei Elementen, die organischen hingegen, die Oxal- oder Kleesäure

und einige unbekanntere ausgenommen, welche ebenfalls nur zweielementig (C O) sind, bestehen aus Kohlen-, Wasser- und Sauerstoff, manche außerdem noch aus Stickstoff, und bei einigen der letzteren tritt sogar noch Schwefel hinzu.

Gleich den unorganischen Säuren röthen die organischen blaue Pflanzenfarben, sie schmecken sehr sauer und vermögen mit Basen Salze zu bilden. Sie sind Produkte der Lebensthätigkeit der Pflanzen und Thiere, doch kommen sie in diesen gewöhnlich nicht frei vor, sondern sie sind in der Regel mit unorganischen, seltener mit organischen Basen zu Salzen verbunden. Viele werden in der lebenden Natur nicht fertig gebildet vorgefunden, sondern sie entstehen erst bei chemischen Umwandlungen organischer Stoffe. Ihre Zahl ist sehr groß, und es werden noch fortwährend neue entdeckt. Man unterscheidet Pflanzen- und Thiersäuren, doch kommen mehrere in beiden organischen Reichen vor. Gleich allen andern organischen Produkten vermögen wir auch die organischen Säuren nicht aus ihren Elementen zusammenzusetzen, obschon mehrere durch Einwirkung verschiedener Chemikalien auf organische Stoffe dargestellt werden können. Wir können von der großen Menge der organischen Säuren nur die allerwichtigsten kurz besprechen.

1. Die Klee- oder Oxalsäure wurde schon bei dem Kohlenstoff (s. erster Hauptheil, erster Abschnitt, Kapitel 6.) aufgeführt. Mit Kali zu saurem oxalsaurem Kali (Sauerkleesalz, Kleesalz) verbunden, findet sie sich in dem Sauerklee (Oxalis Acetosella) fertig gebildet vor, und kann auch künstlich durch Einwirkung der Salpetersäure auf Zucker dargestellt werden. Sie besteht nur aus Kohlen- und Sauerstoff (C_2O_3) und Wasser. Erhitzt man sie mit Schwefelsäure, so entzieht ihr diese das Wasser und sie zerfällt in Kohlensäure und Kohlenoxyd, aus C_2O_3 wird CO_2 und CO. In der Flamme der Spirituslampe verbrennt die Oxalsäure ohne Schwärzung und ohne Rückstand zu Kohlensäure; aus C_2O_3 und O wird $2\,CO_2$.

2. Die Weinsäure oder Weinsteinsäure findet sich theils frei, theils mit Kali zu saurem weinsteinsaurem Kali oder Weinstein verbunden, in den meisten sauren Früchten, vorzüglich aber in dem Safte der Weinbeeren aufgelöset, aus dem sich der Weinstein nach der Gährung während des Lagerns an den Wandungen der Fässer als eine graue oder röthliche Salzkruste ausscheidet (roher Weinstein). Nach geschehener Reinigung heißt

das Salz gereinigter Weinstein, und im pulverisirten Zustande: Cremor Tartari.

Erwärmt man eine Lösung des sauren weinsteinsauren Kali mit einer Lösung von kohlensaurem Kali, so entweicht die Kohlensäure des letzteren, und sein Kali neutralisirt die freie Säure des Weinsteins; man erhält also neutrales weinsteinsaures Kali. — Kocht man Weinstein mit Antimonoxyd und Wasser, so erhält man beim Erkalten ein krystallisirtes Doppelsalz, weinsteinsaures Antimonoxyd-Kali oder Brechweinstein (s. Haupttheil I., Abschn. II. Kap. 4. VI.). Versetzt man Weinsteinlösung mit einer Lösung von kohlensaurem Natron (*Soda*), so lange noch Kohlensäure brausend entweicht, so erhält man sehr schöne 4—12seitige, säulenförmige Krystalle eines Doppelsalzes: weinsteinsaures Natron-Kali (Natronweinstein oder Seignettesalz).

Kocht man eine Weinsteinlösung mit Kreide (kohlensaurem *Kalk*), so scheidet sich unlöslicher weinsteinsaurer Kalk aus; übergießt man diesen mit Schwefelsäure, so fällt schwefelsaurer Kalk (Gyps) *nieder* und in der Lösung bleibt die Weinsäure, welche bei der Verdampfung der Flüssigkeit krystallisirt. Sie bildet farblose, wasserhelle, saure, im Wasser leicht lösliche Krystalle, welche beim Erhitzen schmelzen, braun, dann schwarz werden, wobei ein eigenthümlicher Geruch nach verbranntem Zucker entsteht, und endlich vollständig und ohne Rückstand zu Kohlensäure verbrennen. Behandelt man den Weinstein ebenso, so bleibt ein weißes Salz übrig: kohlensaures Kali (Potasche).

Wie man aus doppelt kohlensaurem Natron und Weinsteinsäure Brausepulver bildet, wurde bei Versuch 94. gezeigt.

In der chemischen Zeichenschrift bezeichnet man die Weinstein- oder Weinsäure mit $\overline{T}$ (Tartarus); der Weinstein erhält mithin das Zeichen: $KO, \overline{T}_2 + HO$; das neutrale weinsteinsaure Kali: $KO, \overline{T}$; der Brechweinstein: $KO, \overline{T} + Sb_2O_3, \overline{T} + 2\,HO$ u. s. w.

Der Weinsäure verwandt, neben dieser in manchen Weinsteinen vorkommend, aber dennoch durch manche chemische Eigenthümlichkeiten von ihr unterschieden, ist die Traubensäure (Antiweinsäure).

3. Die Aepfelsäure, eine der verbreitetsten Pflanzensäuren, welche sich, an Kalk gebunden (äpfelsaurer Kalk), fast in allen Pflanzensäften, frei aber besonders reichlich in unreifen Aepfeln, Ebereschbeeren, Schlehen, Johannis- und Preußelbeeren findet. Man gewinnt sie in farblosen, sauren Krystallen oder krystallinischen Rinden besonders aus den unreifen Beeren der Eberesche (Sorbus

Aucuparia), indem man aus dem Saft derselben äpfelsauren Kalk darstellt und diesen mittelst Kleesäure zersetzt, so daß kleesaurer Kalk und freie Aepfelsäure entsteht. Durch Erhitzung zerfällt sie in Wasser und verschiedene organische Säuren; ebenso wird ihre wässrige Lösung, wenn dieselbe durch Bierhefen in Gährung gebracht wird, in mehrere Säuren (Kohlen-, Essig-, Bernsteinsäure oder bei höherer Temperatur Kohlen- und Buttersäure) zerlegt.

4. Die Citronensäure ist in größter Menge in dem Safte der Citronen, aber auch in Preußel-, Johannis-, Erd- und Himbeeren, in Kirschen, Zwiebeln, Kartoffeln, Runkelrüben u. s. w. meist zugleich mit Wein- und Aepfelsäure frei enthalten, wird besonders aus Citronensaft dargestellt und bildet farblose, angenehm sauer schmeckende Krystalle.

Die Wein-, Aepfel- und Citronensäure heißen Fruchtsäuren.

5. Die Chinasäure ist mit Kalk zu chininsaurem Kalk in den China- oder Fieberrinden enthalten; die Chelidonsäure im Safte des Schöllkrautes (Chelidonium majus); die Mekonsäure im Opium; die Veratrumsäure in den Samen von Veratrum Sabadilla u. s. w. — Eine eigenthümliche Gruppe bilden:

6. Die aromatischen flüchtigen Säuren, welche theils ölartig flüssig (Baldrian-, Spiräa-, Nelkensäure u. A.) theils fest und krystallisirbar (Benzoë-, Zimmt-, Angelikawurzel u. A.) sind. Sie sind sehr reich an Wasserstoff und deshalb flüchtig und leicht entzündlich. Die Chemiker haben sich besonders viel mit der Benzoësäure beschäftiget, welche im Benzoeharz fertig gebildet ist, aber auch in andern Pflanzentheilen vorkommt und aus verschiedenen organischen Stoffen künstlich dargestellt werden kann. Sie findet sich auch im Thierreiche mit Stickstoff verbunden, besonders im Harne namentlich der Pferde, und heißt in dieser Form Hippursäure (Pferdeharnsäure). — Den aromatischen flüchtigen Säuren reihet sich die im Bernstein enthaltene Bernsteinsäure an, die für die chemische Analyse von Wichtigkeit ist und auch künstlich bereitet werden kann.

7. Die Ameisensäure, zuerst in den rothen Waldameisen aufgefunden, namentlich aber auch in vielen schädlichen Raupen, besonders in den hohlen Haaren der Prozessionsraupe, ferner in den Brennhaaren der Nesseln (Urtica dioica und U. urens) so wie in den Nadeln der Tannen und Fichten enthalten und bei vielen chemischen Prozessen entstehend. Sie riecht und schmeckt sehr stark

sauer, zieht Blasen auf der Haut und röthet dieselbe noch in verdünntem Zustande bedeutend. Bei dem Anfassen einer Prozessionsraupe lösen sich leicht Haare ab, dringen in die Haut und erregen ein mehrtägiges Jucken und Brennen, in den Augen aber eine fürchterliche Qual, so daß man durch einen von solchen Raupen bewohnten Wald nicht ohne Gefahr gehen kann.

8. Die Baldriansäure, in den Baldrianwurzeln und in den Beeren des Schneeballs (Viburnum Opulus), aber auch im Fischthran, im Limburger Käse u. s. w. enthalten, kann auch aus dem weiter unten zu besprechenden Kartoffelfuselöl dargestellt werden.

9. Die Buttersäure, im Pflanzenreiche sparsam vorkommend, aber in der thierischen Butter, wenn diese ranzig wird, sich entwickelnd, ist auch im Schweiße enthalten und kann aus der Milch dargestellt werden, denn sie entsteht allmählich aus der bei der thierischen Milch zu besprechenden Milchsäure.

10. Die Essigsäure ist eine farblose, sehr stechend riechende, stark saure Flüssigkeit mit einem Atom Hydratwasser verbunden, also eigentlich Essigsäurehydrat. Sie erstarrt schon bei + 4^0 zu wasserhellen, blättrigen Krystallen, und siedet bei 117^0, wobei entzündliche Dämpfe aufsteigen, welche mit blauer Flamme verbrennen, und mischt sich mit Wasser, wobei Verdichtung, in Folge deren aber Erwärmung eintritt. Man hat sie auch wasserfrei als eine im kalten Wasser untersinkende leicht bewegliche Flüssigkeit dargestellt, welche in warmes Wasser gebracht sich sofort wieder in Hydrat verwandelt. Sie findet sich in dem Safte der meisten Pflanzen, ist aber vorzüglich ein Gemengtheil aller gegohrenen Getränke (Bier, Branntwein, Wein) und wird aus dem in diesen enthaltenen Alkohol (Spiritus) durch Aufnahme des Sauerstoffes der Luft gebildet. Ebenso entsteht sie bei der trockenen Destillation des Holzes (Holzessig). Man stellt die Essigsäure gewöhnlich dar, indem man eine essigsäurehaltige Flüssigkeit mittelst kohlensauren Natrons neutralisirt, wodurch man essigsaures Natron erhält, aus dem man, wenn man es in einem Destillationsapparate mit Schwefelsäure erhitzt, schwefelsaures Natron erhält, während die Essigsäure entweicht und in der Vorlage aufgefangen wird. Zwei wichtige essigsaure Metallsalze, der Bleizucker (essigsaures Bleioxyd) und der Grünspan (basisch essigsaures Kupferoxyd) wurden bereits bei den betreffenden Metallen besprochen.

Die Essigsäure bildet den Hauptbestandtheil des Essigs, der gewöhnliche Essig enthält jedoch nur 2 bis 4 Prozent Essigsäure. Man unterscheidet Wein-, Bier-, Branntwein-, Malz-, Obst-, Himbeer-, Johannisbeer-, Stachelbeer-, Schlehen-, Kartoffel-, Rübenessig u. s. w., denn aus allen Stoffen, welche zuckerhaltig sind, läßt sich durch Gährung Alkohol (Weingeist) und aus diesem Essig herstellen. Die sogenannte Essiggährung geht ohne Gasentwickelung vor sich, da sie, wie schon erwähnt, nur in einer Aufnahme von Sauerstoff besteht. Sie schließt sich oft gegen unsern Willen der geistigen Gährung unmittelbar an, daher wird das Bier im Sommer so leicht sauer, wenn es nicht genügend abgekühlt wird.

Will man aber die Essiggährung absichtlich herbeiführen, so setzt man den betreffenden Flüssigkeiten ein Gährungsmittel (Ferment) zu, unterhält einen hinreichenden Wärmegrad und gestattet der Luft freien Zutritt. Als Ferment (Essigmutter) kann man scharfen reinen Essig, Hefe, Sauerteig, Weinstein, saure Beeren u. dgl. benutzen. Der Essigbildungsprozeß dauert in dieser Weise einige Wochen.

Bei der sogenannten Schnellessigfabrikation kommt man schon in wenigen Stunden zum Ziele. Man gebraucht dazu große, acht Fuß hohe, eigenthümlich eingerichtete Fässer, sogenannte Essigbilder (Essigständer). In dieselben kommen zwei an die innere Wand genau anschließende Senkböden mit vielen kleinen Löchern. Der untere Senkboden ruht auf Füßen, so daß zwischen ihm und dem eigentlichen dichten Boden des Gefäßes ein leerer Raum von einem Fuß Höhe bleibt, in welchem eine Röhre mit einem Hahne steckt. Der obere Senkboden kommt einen halben Fuß unterhalb des oberen Randes des Fasses zu liegen. Ehe man ihn einlegt, wird der Raum zwischen den beiden Senkböden mit Hobelspänen gefüllt, die mit starkem Essig getränkt sind. In den Löchern des oberen Senkbodens stecken Stückchen Bindfaden, die mittelst eines oberhalb gemachten Knotens vor dem Hinabfallen geschützt werden. Außerdem erzeugt man Luftzug, indem an dem unteren Theile des mittleren Raumes mehrere Löcher in das Faß gebohrt werden, während in den oberen Senkboden einige Glasröhren eingekittet werden, die so weit vorragen, daß keine Flüssigkeit durch sie abläuft. Nun gießt man die in Essig zu verwandelnde geistige Flüssigkeit auf den oberen Siebboden. Sie sickert langsam an den Bindfäden auf die Hobelspäne hinab, kommt, indem sie sich auf diesen vertheilt, mit der Luft in vielfache Berührung, und verwandelt sich, indem sie Sauerstoff aufnimmt, in Essig, welcher

aus dem unteren Raume des Fasses durch die Röhre in ein untergestell-tes Gefäß abtröpfelt. Man läßt die Flüssigkeit zum zweitenmal den Weg durch dasselbe oder ein eben so eingerichtetes, daneben stehendes zweites Faß nehmen und der Essig ist fertig.

Weingeist ist = $C_4 H_6 O_2$. Dazu treten zuerst 2 Atome Sauerstoff, wodurch 2 Atome Wasserstoff zu Wasser oxydirt werden. Es entsteht also: $C_4 H_4 O_2 + 2 HO$. Dieser Körper heißt Aldehyd, d. i. Alkohol, von welchem Wasserstoff weggenommen ist (Al = Alkohol, de = von, hyd = Hydrogenium). Von dem Aldehyd stammt der erstickende Geruch, den man in Essigstuben oft wahrnimmt. Indem nun das Aldehyd noch 2 Atome Sauerstoff aufnimmt, entsteht Essigsäurehydrat d. i. Essig, $C_4 H_3 O_3 + HO$, und an die Stelle des stickenden Geruchs tritt der saure Essiggeruch. Man kann $C_4 H_3$ als das zusammengesetzte Radikal ansehen, welches durch O_3 gesäuert ist, und bezeichnet es zuweilen mit dem Namen Acetyl, die Essigsäure aber mit dem Zeichen $\overline{Ac}$ oder $\overline{A}$ ($\dddot{A}$).

Weinessig ist der stärkste Essig, weil der Wein diejenige gegohrene Flüssigkeit ist, welche den meisten Weingeist enthält, auch ist dieser Essig durch einen angenehmen Weingeruch ausgezeichnet; Malz- und Biereffig ist schwächer und weniger wohlriechend; beide enthalten übrigens Zucker und verschiedene Salze beigemengt. Die wenigsten fremden Substanzen enthält der Branntweinessig. — Seine braune Farbe erhält der Essig durch gebrannten Zucker.

11. Wir schließen hier sofort die Thiersäuren an, welche nur als Erzeugnisse des thierischen Lebens vorkommen. Hierher gehört die schon erwähnte Hippursäure; ferner: die Harnsäure (Uren-säure, Lithensäure), welche im Harne der Menschen und der meisten Thiere, besonders der fleischfressenden, enthalten ist und den Hauptbestandtheil des aus diesem sich ausscheidenden Bodensatzes bildet. Sie findet sich auch in den Excrementen verschiedener Thiere, besonders der Vögel, und ist der wirksamste Gemengtheil des Guano oder amerikanischen Vogeldüngers, welcher jetzt in der Landwirthschaft häufig angewendet wird. In den Harnblasensteinen der Menschen und Thiere ist sie theils frei, theils mit Natron zu harnsaurem Natron verbunden; bei der Gicht bildet sich an den Gichtknoten harnsaures Natron und harnsaurer Kalk. Die Excremente der Schlangen bestehen fast nur aus harnsaurem Ammoniak. — Die Inosin- oder Fleischsäure ist in

der Fleischflüssigkeit enthalten und stellt eine farblose, saure syrupartige Flüssigkeit dar, welche angenehm nach Fleischbrühe riecht. Die Cholsäure und die Choleïnsäure bilden mit Natron salzartig verbunden die Hauptbestandtheile der thierischen Galle. — Die Thiersäuren enthalten sämmtlich außer Kohlen-, Wasser- und Sauerstoff auch Stickstoff, die Choleïnsäure außerdem noch Schwefel (s. Thierchemie Kap. 6. 7. 8.).

12. Den organischen Säuren schließen sich die Gerbstoffe an, weil die wässerigen Lösungen derselben Lakmus röthen und weil sie sich mit Basen vereinigen. Ihre wichtigste Eigenschaft ist die, daß sie sich mit der thierischen Haut verbinden, und die Leimsubstanz derselben in Leder verwandeln, welches sich von der ursprünglichen Haut dadurch unterscheidet, daß es beim Trocknen nicht mehr hart und brüchig wird und der Nässe und Fäulniß widersteht. Da man die Verwandlung der Haut in Leder das Gerben nennt, hat man den dazu tauglichen Stoffen den Namen Gerbstoffe gegeben. Sie sind besonders häufig in den Baumrinden enthalten. Die wichtigsten Gerbstoffe sind:

a) Der Eichengerbstoff, vorzüglich in der Eichenrinde anzutreffen, und dem Loh- oder Rothgerber das Material zu seinem Geschäft liefernd. Statt der Eichenrinde kann auch die Rinde mehrerer Nadelhölzer (Kiefer, Lerche u. A.) angewendet werden.

b) Der Galläpfelgerbstoff, den man besonders aus den Galläpfeln darstellt. Diese sind krankhafte Auswüchse an den Blattstielen und jungen Zweigen der Eichen, und entstehen durch den Stich der Gallwespe (Cynips Quercus folii), die ein in einen scharfen Saft eingehülltes Ei in das Loch legt, welches bald von dem Gallapfel umschlossen wird. Von dem Inhalt desselben zehrt die Larve und verpuppt sich dann; endlich frißt sich das vollkommene Insekt durch den Gallapfel und fliegt davon. Die besten Galläpfel entstehen auf der morgenländischen Galläpfeleiche (Quercus infectoria). Auch im Gerbersumach (Schmack, Rhus coriaria), so wie im grünen Thee ist Gallusgerbstoff enthalten. Da derselbe mit Eisenoxydsalzen einen blauschwarzen Niederschlag giebt, so dient er zum Färben und zur Darstellung der schwarzen Dinte, deren Hauptbestandtheile Gerbsäure und Eisenoxyd (gerbsaures Eisenoxyd) sind. Zwar wendet man gewöhnlich Eisenvitriol, also ein

Eisenoxydulsalz an, aber das Oxydul wird an der Luft zu Oxyd.

Bleibt eine wässrige Lösung des Gallusgerbstoffes längere Zeit an der Luft stehen, so nimmt derselbe Sauerstoff auf, und verwandelt sich in Gallussäure. Werden Galläpfelgerbsäure und Gallussäure in einem geeigneten Apparate über 200^{0} erhitzt, so werden sie zersetzt, und man erhält neben anderen Produkten ein Sublimat von farblosen, glänzenden Blättchen: Brenzgallussäure oder Pyrogallussäure, welche in Wasser leicht löslich ist und sich an der Luft schnell dunkel färbt. Sie dient zum Schwarzfärben der Haare, ist aber insbesondere für die Photographie zur Hervorrufung der Bilder von höchster Wichtigkeit.

Weniger bedeutsame Gerbstoffe sind: der Catechugerbstoff, in dem Catechu oder der sogenannten japanischen Erde (terra japonica), einem Extract aus verschiedenen Früchten und anderen Pflanzentheilen Ostindiens (besonders von Areca Catechu); der ähnlich gewonnene Kinogerbstoff; der Chinagerbstoff aus Chinarinden; der Kaffeegerbstoff, besonders in den Kaffeebohnen enthalten; der Moringerbstoff im Gelbholze (Morus tinctoria) u. s. w.

Die Operationen des Lohgerbers sind folgende:

a) Die Häute werden gereiniget, indem man sie an Stangen befestiget in fließendes Wasser hängt.
b) Sie werden auf der Fleischseite mittelst des Schabeisens geschabt.
c) Sie werden in Kalkmilch gebeizt, damit die Haare locker werden.
d) Sie werden mittelst eines stumpfen Schabeisens enthaart.
e) Sie werden in einer sauren Brühe geschwellt, damit sich ihre Poren öffnen, um den Gerbstoff leicht aufnehmen zu können.
f) Sie werden gar gemacht, indem man sie in Gruben zwischen Lagen von Lohe (zerstampfter Eichenrinde) schichtet und darin je nach ihrer Dicke 3 Monate bis 2 Jahre läßt, während welcher Zeit die Lohe einige Male erneuert wird.

An diese Hauptoperationen schließen sich verschiedene andere je nach der Bestimmung des Leders. Das Juften- oder Juchtenleder erhält seinen eigenthümlichen Geruch durch Einreibung mit Birkenöl. Der Corduan wird aus Bock- und Ziegenfellen bereitet, ebenso der glänzende Saffian (Maroquin); der Chagrin theils aus der Haut verschiedener Haifischarten, theils aus den Häuten der Pferde und wilden Esel, in welche man die Samen des weißen Gänsefußes (Chenopodium

album) einreibt, dann aber dieselben wieder herausklopft, so daß die äußere Seite voll von erhabenen Punkten ist.

Bei der Weißgerberei wird keiner der oben genannten Gerbstoffe angewendet, sondern sie werden mit Alaun und Kochsalz behandelt, und durch Walken dicht gemacht. Das leimgebende Gewebe (die Haut) verbindet sich in diesem Falle mit einem Theile des Thonerdesalzes (Alaun), und wird dadurch in Luft und kaltem Wasser unveränderlich. Der Sämischgerber macht die Felle durch Walken mit Thran gar. Das Pergament wird bereitet, indem die Felle nach ihrer Reinigung mit Kreide eingerieben und mittelst Bimstein glatt gemacht werden.

Siebentes Kapitel.

Die organischen Basen oder Alkaloide.

CHON und CHN.

Diejenigen in Pflanzen- und Thierstoffen enthaltenen chemischen Verbindungen, welche Säuren neutralisiren und mit ihnen Salze bilden können, heißen organische Basen, oder, weil viele von ihnen alkalisch reagiren, Alkaloide d. i. den Alkalien ähnliche Körper. Sie bestehen, gleich den organischen Säuren, aus mehr als zwei Elementen, und zwar sind sie entweder sauerstoffhaltig (CHON) oder sauerstofffrei (CHN). Theils sind sie ölartig flüssig und verdampfbar (Coniin, Nicotin), theils fest, und dann entweder krystallisirbar (Chinin) oder amorph und harzartig (Aconitin). Sie sind im reinen Zustande fast alle farblos, in Weingeist löslich, in Wasser aber nicht, und enthalten die wesentlichen Heilkräfte der Arzneipflanzen, sind daher großentheils heftige Gifte. Da sie in den Pflanzen gewöhnlich mit Säuren zu Salzen verbunden sind, so zieht man behufs ihrer Gewinnung in den meisten Fällen die Pflanzen mit Wasser aus und bindet die Säure durch Kalk, oder man verdrängt die Säure durch eine stärkere, setzt dann eine starke Base zu, und fällt dadurch die organische Base aus. Ihren Namen führen die Alkaloide insgemein nach dem Körper, in welchem sie enthalten sind, mit der Endsilbe in.

Die bekannteste thierische Base ist der Harnstoff (Ureïn), nicht zu verwechseln mit der Harnsäure. Man stellt ihn aus dem Urin dar, indem man diesen bis auf $1/4$ verdampft, den Rest mit dem gleichen Volumen Salpetersäure versetzt und das Gemisch der Kälte aussetzt. Dem nun krystallisirenden salpetersauren Harnstoffe kann man mittelst kohlensauren Baryts die Salpetersäure entziehen, und nach Verdunstung der Flüssigkeit aus dem Rückstande mittelst Weingeist den Harnstoff erhalten.

Die wichtigsten Pflanzenbasen sind:

A. Sauerstoffhaltige (CHON).

1. Die Opium-Alkaloide, im Opium enthalten. Man kennt deren sieben, von denen wir das Morphin und Narcotin erwähnen; das erstere ist es vorzüglich, welches dem Opium seine heilsamen und schädlichen Eigenschaften ertheilt.
2. Das Strychnin, in dem Holze und den Früchten des Krähenaugenbaumes (Strychnos Nux vomica) und des Ignatiusbohnenbaumes (Strychnos Sancti Ignatii) enthalten, kleine, weiße, sehr bittre Krystalle bildend, die äußerst giftig sind. Auch ein zweites Alkaloid, das Brucin, ist in den genannten Pflanzen vorhanden.
3. Die Chinaalkaloide, Chinin, Chinidin, Cinchonin und Aricin, aus den Rinden der Chinabäume (Fieberrindenbäume, Cinchona) stammend. (Diese Bäume wachsen nicht, wie man aus ihrem Namen schließen könnte, in China, sondern im warmen Amerika, und heißen so nach der Gräfin von Cinchona, der Gemahlin eines Vicekönigs von Peru.) Die Chinaalkaloide sind die berühmtesten Mittel gegen die Wechselfieber, vor allem das Chinin. Früher gab man den Kranken die pulverisirte Rinde in bedeutenden Quantitäten ein, so daß sie neben dem eigentlichen Heilstoffe einen Ballast von Holzfaser u. s. w. verschlucken mußten. Jetzt wendet man das Chinin an, welches aus der innersten, lebendigen Rindenschicht, worin es allein, und zwar mit Gerbsäure verbunden, enthalten ist, gewonnen wird. Man zerkleinert die Rinde, zieht sie mit salzsäurehaltigem Wasser aus, fällt den Auszug mit Kalk, und übergießt den ausgepreßten, getrockneten und pulverisirten Niederschlag mit kochendem Weingeist. Bei dem Erkalten krystallisirt das Cinchonin, das Chinin aber bleibt gelöset, wird mit verdünnter Schwefelsäure als schwefelsaures Salz abgeschieden und

aus diesem mittelst Ammoniak gefällt. Gewöhnlich giebt man als Mittel wider das Fieber das schwefelsaure Chinin.

4. Das Caffeïn oder Theïn, in den Kaffeebohnen, im grünen Thee, so wie in dem in Südamerika dessen Stelle vertretenden Paraguaythee (von Ilex paraguayensis) enthalten, krystallisirt in sehr schönen, langen, seidenglänzenden, biegsamen, haarförmigen Krystallen, ist im Wasser leicht löslich, geruchlos, schmeckt bitter, bewirkt innerlich genossen Kopfschmerz, Herzklopfen und Schwindel. Nahe verwandt ist das in den Cacaobohnen, aus denen die Chokolade bereitet wird, enthaltene Theobromin (von Theobroma — d. i. Götterspeise — Cacao). Es ist gewiß merkwürdig, daß diejenigen Pflanzen, welche in den verschiedensten Ländern der Erde die verbreitetsten Getränke liefern, fast ein und dasselbe Alkaloid enthalten.

Andre wichtige sauerstoffhaltige und sämmtlich sehr giftige Pflanzenbasen sind:

das Solanin, besonders in den Keimen der Kartoffel (Solanum tuberosum);
das Atropin in der Tollkirsche (Atropa Belladonna);
das Daturin im Stechapfel (Datura Stramonium);
das Aconitin in den verschiedenen Arten des Eisenhutes (Aconitum).

B. Sauerstofffreie Pflanzenbasen (C H N). Sie sind flüssig und können verflüchtiget werden. Die wichtigsten sind:

1. das Coniin im Schierling (Conium maculatum), nach Mäusekoth riechend, sehr giftig;
2. das Nicotin in den Tabackspflanzen (Nicotiana), besonders in deren Samen, sehr giftig, doch wird schon bei der Zubereitung der Rauch- und Schnupftabake viel davon zerstört, und ein anderer Theil wird während des Rauchens durch die Hitze verflüchtiget, ein Theil aber findet sich im Rauche und macht diesen besonders Nichtrauchern lästig;
3. das Chenopodin in dem Stink-, Fisch- oder Heringsgänsefuße (Chenopodium olidum oder Vulvaria) so wie in der Heringslake; es ist das einzige Alkaloid, welches sich künstlich darstellen läßt.

Achtes Kapitel.

Die Bitter- oder Extractivstoffe der Pflanzen.

CHO -- CHON — CHONS.

Außer den Alkaloiden enthalten viele Pflanzen andere ähnlich zusammengesetzte, aber neutrale, also weder basisch reagirende, noch mit Säuren Salze bildende Stoffe, welche fast alle sehr bitter schmecken, den betreffenden Pflanzentheilen die Bitterkeit verleihen, und deshalb Bitterstoffe genannt werden. Man kann sie den Pflanzen durch Wasser oder Weingeist entziehen, denn sie sind gewöhnlich in beiden löslich. Sie sind sämmtlich fest, theils krystallisirbar, theils nicht, und werden durch Hitze zersetzt. Einige sind berühmte Heilmittel; viele sind den Chemikern durch merkwürdige Umwandlungen, die sie unter gewissen Umständen erleiden, interessant. Ihre Namen werden gebildet, wie die der organischen Basen. Wir führen nun die wichtigsten und bekanntesten Bitterstoffe auf.

- Salicin in der Rinde der Weiden, besonders in den dottergelben Zweigen einer Varietät der Silberweide (Salix vitellina).
- Populin in der Rinde der Pappeln (Populus).
- Aesculin auch Polychrom (Schillerstoff, weil seine verdünnte Lösung ein merkwürdiges Farbenspiel zeigt) in der Rinde der Roßkastanie (Aesculus Hippocastanum).
- Aloïn in der Aloe (Aloë vulgaris, spicata, socotrina u. s. w.) nicht zu verwechseln mit der in Gewächshäusern häufig gezogenen, amerikanischen Agave (Agave americana), welche gewöhnlich Aloe genannt wird.
- Absinthiin in der Wermuthpflanze (Artemisia Absinthium).
- Amygdalin in den bittern Mandeln (Amygdalus amara), in den Aprikosen-, Pfirsich- und Kirschkernen, in der Rinde und den Blättern der Ahlkirsche (Prunus Padus) und des Kirschlorbeer (Prunus Laurocerasus), nicht giftig, obschon man die giftige Blausäure daraus herstellen kann.
- Anthiarin, der Bitterstoff des Anthiarbaumes (Anthiaris toxicaria), mit dessen Safte die Indianer ihre Pfeile vergiften.
- Sinapin im gelben Senf (Sinapis alba).
- Myronin im schwarzen Senf (Sinapis nigra).
- Centaurin im Tausendgüldenkraute (Erythraea Centaurium).

Cetrarin im isländischen Moose (Cetraria islandica).

Lupulin im Hopfen (Humulus Lupulus).

Quassin im Quassienholze (Quassia amara).

Cocculin in den Kokkelskörnern, den Früchten eines auf den südasiatischen Inseln wachsenden, windenden Strauches (Anamirta Cocculus). Wirft man etwas Cocculin oder einige Kokkelskörner in einen Teich, so sterben alle Fische oder werden wenigstens betäubt.

Neuntes Kapitel.

Die organischen Farbstoffe oder Pigmente.

CHO und CHON.

Unter organischen Farbstoffen (Pigmenten) versteht man solche animalische oder vegetabilische Substanzen, welche entweder schon in der Pflanze (oder dem Thiere) ursprünglich eine bestimmte Farbe besitzen, oder eine solche nach ihrer Abscheidung aus dem organischen Körper unter gewissen Verhältnissen erlangen, und diese Farbe auf andere Körper überzutragen vermögen. Auch in der unorganischen Chemie haben wir bereits viele Stoffe kennen gelernt, welche als Farbmaterialien angewendet werden, z. B. Grünspan, Bleiweiß, Zinkweiß, Chromgelb, Berlinerblau u. A. m.

Die Pflanzenfarbstoffe sind entweder stickstofffrei (CHO), und haben dann schwach saure Eigenschaften, so daß sie sich mit Basen zu Salzen verbinden können, welche häufig viel schöner gefärbt sind, als die reinen Farbstoffe, und Lackfarben genannt werden; oder sie sind stickstoffhaltig (CHON) und dann neutral.

Das Auftragen der Pigmente geschieht theils mittelst des Pinsels, Malen, Anstreichen, theils werden die Farben mittelst Formen auf die zu färbenden Stoffe gebracht, Drucken, — in beiden Fällen sind nur die Oberflächen der Körper gefärbt — oder es findet ein eigentliches Färben statt, wobei das Pigment sich mit allen einzelnen Theilchen des Körpers möglichst innig verbindet. Das Drucken und das Färben im engeren Sinne sind der Gegenstand der Färbekunst, welche eine sehr wichtige Rolle spielt, da der gebildete Mensch von

angemessen gefärbten Gegenständen einen angenehmen Eindruck erhält, und deshalb darauf bedacht ist, seine Umgebungen und insbesondere seine Kleidung durch den Farbenreiz zu verschönern.

Die verschiedenen Pigmente haben zu den mannigfachen zu färbenden Gegenständen einen verschiedenen Grad der Verwandtschaft (Affinität), und verbinden sich daher mehr oder weniger leicht mit diesen. Im Allgemeinen haften die Farbestoffe an Wollenzeug leichter, als an Baumwollenzeug, an Seide leichter, als an Leinewand. Ist die Verbindung zwischen dem Farbestoffe und dem gefärbten Körper nur eine lose, so wird sie sehr oft schon durch Wasser aufgehoben, die Farben gehen beim Waschen aus, und man sagt dann, sie seien unächt.

Der Färber und Drucker müssen also auf Mittel denken, durch welche die Affinität zwischen dem zu färbenden Stoffe und dem Pigment verstärkt wird. Sie wenden dazu Chemikalien an, welche einerseits von dem zu färbenden Körper stark angezogen werden, andererseits das Pigment kräftig anziehen. Diese Mittelglieder heißen Beizen. Mit ihnen tränkt man entweder die Körper vor dem Färben, oder man wendet die Beizen gleichzeitig mit den Farbstoffen an, oder man läßt die Beize erst nach der Färbung auf die Farben einwirken. Im letzteren Falle dienen sie oft zu dem sogenannten Schönen der Farben, indem sie in denselben angenehme Modificationen oder Schattirungen hervorbringen. Endlich giebt es Fälle, in denen mittelst der Beize eine bereits aufgetragene Farbe an bestimmten Stellen wieder hinweggenommen werden soll. Man kann demnach unterscheiden: Vorbereitungsbeizen, gefärbte Beizen, Modificationsbeizen und entfärbende Beizen.

Unter den Beizen nimmt wohl der Alaun (schwefelsaure Kali-Thonerde) den ersten Rang ein, denn er wird am häufigsten angewendet, um eine innige Verbindung zwischen dem Farbestoffe und der Thier- oder Pflanzenfaser zu bewirken; doch giebt es noch außerordentlich viele andere zum Beizen dienende Stoffe, z. B. Arsenikſäure, arsenige Säure, Borsäure, Citronen-, Essig-, Weinstein-, Schwefelsäure, die ätzenden und die kohlensauren Alkalien (Kali, Natron, Potasche, Soda), das citronen-, salpeter-, salz- und schwefelsaure Kali, die Vitriole (schwefelsaures Eisenoxydul, Kupfer- und Zinkoxyd), der Bleizucker u. A. m.

Die Wolle wird entweder schon vor dem Spinnen, oder als Garn, oder erst im Gewebe gefärbt. Natürlich ist das erste Verfahren das beste, weil die feinen Fasern dem Farbestoffe überall Berührungspunkte

darbieten; es wird jedoch am seltensten angewendet, weil mehr Farbestoff verbraucht wird, indem stets ein Theil der Wolle mit gefärbt wird, welcher später bei dem Weben, Walken und Scheeren verloren geht. Aber auch fertige Wollengewebe können sehr genügende Färbung erhalten, wenn man die Farbeflüssigkeit durch kräftige Pressung hineinzwängt.

Die Seide wird gewöhnlich vor dem Weben gefärbt, leinene und baumwollene Zeuge ebenfalls am häufigsten als Garn. Letztere beide Stoffe, und zwar vor Allen die Baumwollengewebe (Kattune) werden bedruckt, wenn sie nach einem bestimmten Muster (Dessin) stellenweise gefärbt werden sollen. Das Drucken geschieht mittelst hölzerner, kupferner oder messingner Formen mit eingeschnittenem oder eingravirtem Muster, auch wohl mit Metallwalzen, die das Dessin enthalten. Die durch einen Zusatz von Gummi oder Stärke etwas verdickte Beize wird auf dem Boden eines Gefäßes ausgebreitet, man drückt die Form hinein, legt sie sodann auf das auf dem Drucktische ausgebreitete Zeug und thut mit einem Schlägel einige Schläge auf die Form. Nun bringt man sie wieder in die Beize und dann auf das Zeug, bis das ganze Stück bedruckt ist. Zuletzt färbt man das Ganze in der dazu bestimmten Farbenbrühe.

Soll das Zeug verschiedene Farben erhalten, so muß man mehrere Formen und mehrere Beizen anwenden, und zwar so viele, als Farben angewendet werden. Soll das Zeug gefärbte Muster auf weißem Grunde erhalten, so bedruckt man diejenigen Stellen, welche weiß bleiben sollen, mit einem Schutzmittel (Schutzpappe, Reservage), welches die Annahme des Farbestoffes hindert, oder man entfernt die aufgedruckte Farbe durch Aufdrucken von Formen, welche in ein Aetzmittel (Klee-, Weinstein-, Citronensäure u. s. w.) getaucht sind.

Der Walzendruck geschieht, indem das Stück Zeug zwischen zwei Walzen hindurchgeführt wird, von denen die untere das Muster enthält und in ein Gefäß mit der Druckfarbe eintaucht, so daß der Druck ununterbrochen erfolgt.

Auch Leder, Stroh, Holz, Horn u. s. w. werden oft gefärbt. Das Färben des Holzes, Hornes, Elfenbeins und der Knochen wird gewöhnlich Beizen genannt, und geht dem Poliren voran.

Fast niemals werden die eigentlichen Farbstoffe selbst isolirt angewendet, sondern das Material, in welchem sie enthalten sind. Die Färber pflegen subjective und adjective Farbestoffe zu unterscheiden. Letztere vermögen nur mittelst einer Beize mit den Zeugen vereinigt zu

werden, erstere bedürfen zwar keiner Beize, sind aber auch im Wasser nicht oder sehr wenig löslich, müssen daher zuvor — gewöhnlich durch einen leicht wieder zu entfernenden andern Stoff — löslich gemacht werden.

Wir führen nunmehr die wichtigsten Farbstoffe auf.

A. **Blaue Farbstoffe.**

1. Indigo. Er wird aus mehreren in heißen Ländern wachsenden Pflanzen aus den Gattungen Indigofera, Isatis und Nerium gewonnen, indem man die blühenden Gewächse abschneidet und, mit Wasser übergossen, gähren läßt, wodurch man einen blauen Niederschlag erhält, der abgepreßt, in Stücke zusammengeknetet und getrocknet in den Handel kommt. Reibt man dieselben mit einem glatten Körper, so zeigen sie einen Kupferglanz. Nie ist der Indigo rein, er enthält vielmehr gewöhnlich über die Hälfte fremde Beimischungen.

Der Indigo ist einer von den oben erwähnten subjectiven Farbstoffen, und muß auf Umwegen löslich gemacht werden, bevor man mit ihm färben kann. Dies geschieht hauptsächlich auf dreierlei Weise. Entweder man übergießt den Indigo mit Vitriolöl, welches ihn zu lösen vermag, und neutralisirt die Säure mit Potasche; das dabei entstehende Salz, indigschwefelsaures Kali, ist in Wasser löslich und mit der Lösung wird gefärbt. Oder man mischt den Indigo mit Eisenvitriol und gelöschtem Kalk und übergießt das Gemenge mit Wasser: der Kalk entzieht dem Eisenvitriol die Schwefelsäure, das Eisenoxydul aber entfärbt den Indigo, indem es ihm Sauerstoff entzieht, um in Eisenoxyd überzugehen. Die Flüssigkeit erscheint nun gelblich, die mit ihr gefärbten Stoffe aber werden durch Aufnahme des atmosphärischen Sauerstoffes blau. Oder drittens: man bringt den Indigo in ein in Gährung gerathenes, in heißem Wasser gelöstes Gemisch von Waid, Wau oder Krapp, Kleien und gebranntem Kalk. Wiederum wird dem Indigo Sauerstoff entzogen, und er wird dadurch entfärbt und löslich gemacht.

Der eigentliche Farbstoff des Indigo heißt Indigblau oder Cörulin.

2. Waid (Isatis tinctoria) war vor der Bekanntwerdung des Indigo die einzige Pflanze, mit welcher man dauerhaft blau färben konnte, daher war ihr Anbau sehr lohnend, und die Thüringer Waidbauer nannten den ihren Erwerb schmälernden Indigo eine gefährliche Teufelsfarbe. Heut wird der Waid nur in geringem Umfange zur Bereitung der oben zuletzt beschriebenen sogenannten warmen

Indigoküpe angewendet. Der Farbestoff des Waid ist derselbe, wie der im Indigo.

3. Blauholz (Blauspäne) oder Campecheholz liefert ein in Mexico wachsender Baum, Haematoxylon campechianum; sein Farbestoff heißt daher Hämatoxylin oder Hämatin. Das Blauholz gehört zu den angewandtesten Farbematerialien, obschon die daraus gewonnenen Farben wenig ächt sind. Es färbt nach Umständen blau, violett, braun oder schwarz in den verschiedensten Abstufungen.

4. Auch mit dem Safte der Heidelbeeren (Vaccinium Myrtillus) färbt man blau oder roth, mehr aber Flüssigkeiten (Wein) als Zeuge.

5. Flechtenblau. Aus verschiedenen Flechtenarten (Lichenes), besonders aus der auf den kanarischen Inseln wachsenden Orseilleflechte (Roccella tinctoria), gewinnt man, indem man dieselben zwischen Mühlsteinen mit Wasser zu einem Brei reibt, und diesen mit gefaultem Urin und gebranntem Kalk gähren läßt, einen violetten Farbstoff, die Orseille. In ähnlicher Weise stellt man im nördlichen England, in Schottland und Schweden aus einigen Flechten, besonders aus Lecanora tartarea, einen violetten Farbstoff, das Persio, dar. Dieses verwandelt man in Holland nach einem geheim gehaltenen Verfahren durch Zusatz von Kali in den Lakmus, mittelst dessen wir unser Probirpapier bereiten. Lakmus ist demnach als ein Salz aufzufassen, in welchem eine roth gefärbte Flechtensäure mit Kali verbunden ist. Durch eine stärkere Säure wird ihm die Base entzogen und die rothe Säure wird frei. Umgekehrt verbindet sich eine lösliche Base mit der freien Säure des gerötheten Lakmus zu einem blauen Salze. Auf diese Weise ist die Einwirkung der Säuren und Basen auf das blaue und rothe Probirpapier leicht verständlich.

Statt der organischen Farbestoffe wendet man in der Färberei zum Blaufärben auch unorganische Farbmaterialien an, besonders das bei der Betrachtung des Eisens besprochene Berliner- und Pariserblau.

B. Rothe Farbstoffe.

1. Krapp ist die getrocknete und gemahlene Wurzel der Färberröthe (Rubia tinctoria) und enthält vorzüglich zwei rothe Farbstoffe, das Krapproth (Alizarin) und den Krapppurpur (Purpurin), und außerdem noch zwei gelbe, für die Färberei

unwichtige Farbstoffe (Krapporange oder Rubiacin und Krappgelb oder Xanthin). Mit Krapp färbt man türkischroth, und diese Farbe ist so schön und dauerhaft, daß die Stoffe nach dem Waschen fast noch lebhafter erscheinen.

2. Rothholz (Fernambuk- oder Brasilienholz) wird von mehreren südamerikanischen Bäumen gewonnen, besonders von dem Fernambukbaume (Caesalpinia echinata), so wie von dem in Ostindien wachsenden Sapanholzbaume (Caesalpinia Sapan). Der Farbestoff, Brasilin, wird oft in ansehnlichen Krystallen im Innern des Holzes abgeschieden.

3. Santel- oder Sandelholz (von Pterocarpus santalinus in Ostindien), als blutrothes Pulver zu uns gelangend, färbt rothviolett. (Farbestoff: Santalin.)

4. Der Safflor, die getrockneten Blumenblätter von Carthamus tinctorius, enthält außer einem gelben, auch einen rothen Farbestoff (Carthamin).

5. Die Alkanna (ächte: Wurzel von Lawsonia alba *in Aegypten*; unächte: Wurzel der Färber-Ochsenzunge, Anchusa *tinctoria* in Südeuropa) färbt fette Oele (Pomade) karmoisinroth, mit Alaun gebeizte Stoffe violett, doch wird die Farbe durch das Licht zerstört.

Außerdem giebt es noch viele rothe Farbstoffe, z. B. die Wurzeln des ächten Labkrauts (Galium verum), der Ochsenzunge (Anchusa officinalis), des färbenden Waldmeisters (Asperula tinctoria), der Saft der Essigbeeren (Berberis vulgaris), der Brombeeren (Rubus caesius und odoratus), der Kermesbeeren (Phytolacca decandra), des Wegdorns (Rhamnus cathartica) u. a. m.

Einige berühmte rothe Farbstoffe liefert das Thierreich. Die Alten bereiteten ihre kostbare Purpurfarbe aus dem Safte der Purpurschnecke (Purpura patula); auch mit den ungeflügelten Weibchen der Kermesschildlaus (Coccus Ilicis), so wie mit der polnischen Cochenille (Coccus polonicus) wird roth gefärbt. Das Weibchen der Lackschildlaus (Coccus Laccae) in Vorder- und Hinterindien sticht Bäume an, und umgiebt sich dadurch mit einer harzigen Hülle. Man sammelt die mit Harz umgebenen Insecten, und gewinnt durch Scheidungsprozesse einerseits das Harz (Schellack), andererseits einen von dem Insecte herstammenden rothen Farbstoff, der unter dem Namen Lack-Lack (Lack-Dye) in den Handel kommt. Das Carmin-, Scharlach- und

Purpurroth wird aus den durch heißes Wasser getödteten und getrocknet zu uns gebrachten ungeflügelten Weibchen der Cochenillen (Coccus Cacti) gewonnen, welche in Amerika auf Cactuspflanzen leben.

Ueber den rothen Farbstoff des Blutes s. Thierchemie.

C. **Gelbe Farbstoffe.**

1. Wau, eine bei uns hie und da wildwachsende Reseda-Art (Reseda luteola) enthält einen durch Weingeist ausziehbaren gelben Farbstoff, Luteolin. Man benutzt die ganze Pflanze mit Ausschluß der Wurzel.
2. Gelbwurzel, von der in Ostindien heimischen Curcuma rotunda. Der durch Aether ausgezogene Farbstoff heißt Curcumin; er wird in kochendem Wasser theilweise gelöset. Färbt man Papierstreifen damit, so erhält man das als Reagens dienende Curcumapapier, dessen Farbe durch Alkalien gebräunt wird; Säuren verwandeln das Braun wieder in Gelb.
3. Gelbbeeren sind die Früchte des in der Levante heimischen, in Südfrankreich angebauten Färberkreuzdorns (Rhamnus tinctoria). Der Farbstoff der größeren und helleren Beeren heißt Chrysorhamnin, der in den kleineren und dunkleren Beeren enthaltene wird Xanthorhamnin genannt.
4. Gelbholz ist das Holz des in Westindien heimischen Färbermaulbeerbaumes (Morus tinctoria). Außer dem Farbstoff (Morin oder Morinsäure) enthält es den Moringerbstoff.
5. Quercitron ist die zerkleinerte Rinde der in Nordamerika wachsenden Färbereiche (Quercus tinctoria); Farbstoff: Quercitrin.
6. Purrée oder Indischgelb, ein in neuerer Zeit aus Ostindien in faustgroßen Kugeln in den Handel gebrachtes Farbematerial, soll angeblich aus dem Harn der Kameele gewonnen werden, wenn dieselben die Früchte von Mangostana mangifer genossen haben; Farbstoff: Euxanthin.
7. Orlean, ein braunrother, aus den Früchten des in Mittelamerika wachsenden Orleanbaumes (Bixa orellana) gewonnener Teig; Farbstoff: Orellin.
8. Die Färberscharte oder Färberdistel (Serratula tinctoria) wächst bei uns wild; ebenso:
9. Der Färbeginster (Genista tinctoria) und
10. Das Besenkraut, der Besenginster (Spartium Scoparium oder Sarothamnus vulgaris). Weniger angewendet werden: die

Blätter und Blüthen der Goldruthe (Solidago virgaurea), die Wurzeln des gelben Laubkrautes (Galium verum), die Rinde des wilden Apfelbaumes (Pyrus Malus). Des Safflor wurde schon oben gedacht; mit den Narben des Safran (Crocus sativus) färbt man besonders Eßwaaren und Liqueure.

Die übrigen Farben (Mischfarben) werden meist durch Verbindung mehrerer Farbstoffe erzeugt. Violett setzt man aus Blau und Roth zusammen; Orange aus Roth und Gelb; Braun aus Gelb, Roth und Schwarz, oder man färbt direct braun mit der Rinde und der äußeren grünen Fruchtschale des Wallnußbaumes (Juglans regia), mit der Rinde der Roßkastanie (Aesculus Hippocastanus) u. s. w.

Schwarz färbt man die Zeuge, indem man sie zuerst in eine Brühe von schwefelsaurem Eisenoxydul (Eisenvitriol) und dann in ein Bad von Galläpfellösung oder von den Blättern, der Rinde und dem Holze der Eichen bringt. Grau entsteht statt Schwarz, wenn die Bäder sehr verdünnt sind, und erhält durch allerlei Farbenmischungen seine verschiedenen Schattirungen.

Die grünen Färbungen werden aus Blau und Gelb erzeugt, doch gewinnt man auch sogleich grün erscheinende Pflanzenfarben (Saftgrün) aus den reifen Beeren des glatten Kreuzdornes (Rhamnus Frangula).

Man sollte meinen, daß grüner Pflanzenfarbstoff in der allerreichsten Menge gewonnen werden könnte, da ja Grün die Hauptfarbe der Pflanzenwelt ist; dennoch eignet sich das Pflanzengrün oder Blattgrün (Chlorophyll) keineswegs zur Anwendung als Farbmaterial, da es, von den Pflanzen abgeschieden, bald zersetzt wird. Das Blattgrün entsteht im Allgemeinen nur in solchen Pflanzentheilen, welche sich unter dem Einflusse des Lichtes entwickelt haben, es ist daher z. B. in den Wurzeln der Gewächse und in den im Keller von den Kartoffeln getriebenen Keimen nicht vorhanden. Betrachten wir ein grünes Baumblatt mit bloßen Augen, so scheint dasselbe von der grünen Farbe vollständig und ohne Zwischenräume durchdrungen zu sein. Bei genügender Vergrößerung mittelst des Mikroskopes aber findet man, daß das Chlorophyll aus einzelnen, nicht zusammenhängenden grünen Kügelchen besteht, welche in dem ungefärbten Safte der Zellen schwimmen. (Etwas ganz Aehnliches werden wir bei dem Blute erfahren). Diese Blattgrünkügelchen bestehen der Hauptsache nach aus einer von dem Farbstoffe durchdrungenen wachsartigen Masse. Sie scheinen vorzüglich thätig zu sein bei der Aufnahme der Kohlensäure aus der Luft und bei der Zurück-

gabe des Sauerstoffes an dieselbe, denn nur die grünen Pflanzentheile verrichten diese Funktion. Man kann das Blattgrün als eine dunkelgrüne Masse erhalten, wenn man eine Quantität frischer, zerquetschter Blätter zu wiederholten Malen mit Aether auszieht, diesen abdestillirt, den trocknen Rückstand mit dem stärksten Weingeist übergießt, die darin gelösete Masse von den ungelöset gebliebenen Wachstheilen abfiltrirt, den Weingeist verdunstet, den nunmehrigen Rückstand mit concentrirter Salzsäure behandelt, und den Farbstoff durch Wasser niederschlägt. Man läßt die Masse stehn, bis die darüber stehende Flüssigkeit klar ist, gießt letztere ab, süßt den Absatz mehrere Male mit Wasser aus und läßt ihn trocknen. — Im Herbste verwandelt sich das Blattgrün in Blattgelb (Xanthophyll), bei Sträuchern und Bäumen aber, welche rothe Früchte tragen, in Blattroth (Erythrophyll).

Die Farbstoffe der Blumenblätter sind fast ganz unbekannt, da sie in höchst geringer Menge in den Blüthenblättern enthalten und sehr vergänglich sind. Sie entstehen erst unter dem Einflusse des Sonnenlichtes, denn so lange die Blumenblätter von dem Kelche verschlossen sind, sind sie farblos oder höchstens grünlich gefärbt.

Zehntes Kapitel.

Die Veränderung der organischen Stoffe durch trockne Destillation, Gährung und Verwesung.

1. Die trockne Destillation.

Wird ein organischer Körper in einem Destillations-Apparate für sich allein, also ohne Zusatz von Wasser u. dgl., und abgeschlossen von der atmosphärischen Luft, erhitzt, so heißt diese Operation trockne Destillation. Diese ist als eine wegen des Mangels an Sauerstoff unvollständig bleibende Verbrennung zu betrachten. Geht die Verbrennung bei reichlich vorhandenem Sauerstoffe vor sich, so erfolgt sie vollständig, und die Produkte derselben sind, wenn der betreffende Körper nur aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff besteht: Kohlensäure und Wasser. Ist auch Stickstoff vorhanden, so wird derselbe frei; Schwefel verbrennt zu Schwefelsäure, Phosphor zu

Phosphorsäure. Bei einer unvollständigen Verbrennung aber, also auch bei der trocknen Destillation erhält man mancherlei unvollständige Verbrennungsprodukte, namentlich sogenannte brenzliche (empyreumatische) Substanzen. Diese Produkte sind bei jedem der trocknen Destillation unterworfenen Körper andere, und wir können hier nur diejenigen aufführen, welche aus einigen am häufigsten zu diesem Prozesse angewendeten Substanzen hervorgehen.

Von der trocknen Destillation der Steinkohlen haben wir bereits bei der Betrachtung des Kohlenstoffes (Hauptheil I. Abschn. 1. *Kap. 6.*) gesprochen, und dort erfahren, daß in der Retorte fast reiner Kohlenstoff (Coaks) zurückbleibt, während luftförmiges Leuchtgas entweicht, und in den Zwischengefäßen eine flüssige, übelriechende Masse sich absetzt. Letztere zerfällt in zwei Hauptmassen, welche sich ihrem spezifischen Gewichte nach lagern. Die obere Schicht ist wässerig und reich an Ammoniak, wir können sie demnach als ammoniakalisches Theerwasser bezeichnen. Die untere Schicht ist schwer, dunkel gefärbt und von brenzlichem Rauchgeruche und heißt Steinkohlentheer. Wird dieser für sich destillirt, so geht zuerst ein ätherisches Brandöl (leichtes Theeröl) über; dann folgen dunklere, schwere, im Wasser untersinkende Brandöle (schweres Theeröl), der Rückstand ist ein Brandharz, welches in der Kälte hart und spröde wird (Pech).

Ganz ähnliche Produkte kommen auch natürlich vor, und wir können daraus schließen, daß in den mächtigen Steinkohlenlagern tief im Schooße der Erde durch unterirdisches Feuer Zersetzungsprozesse stattfinden, welche der trocknen Destillation gleichen. So strömen an manchen Orten brennbare Gase aus Felsspalten, die dem Leuchtgase entsprechen; Stein- oder Bergöl (Petroleum, Naptha), dem Steinkohlenöl ähnlich, quillt aus der Erde; das Judenpech oder der Asphalt gleicht dem Steinkohlenpech; der Anthracit, fast reiner Kohlenstoff, wie die Coaks, bildet hie und da große Lager.

Nicht allein das Leuchtgas, sondern auch verschiedene andere theils flüssige, theils feste Produkte der trocknen Destillation der Steinkohlen und Braunkohlen werden gegenwärtig unter verschiedenen Namen als Leuchtmaterialien angewendet. Die flüssigen kann man unter der allgemeinen Bezeichnung Mineralöle zusammenfassen (Photogene, Photadyl, Camphine, Napthaöl u. s. w.). Unter den festen ist das ausgezeichnetste das Paraffin, welches sich aus dem Steinkohlentheer in gallertartigen kleinen Körnchen ausscheidet, die einander allmählig anziehen

und zu Boden sinken. Nachdem die Masse gereiniget ist, bildet sie das trefflichste Leuchtmaterial, denn sie besteht nur aus Kohlen- und Wasserstoff und ist als verdichtetes Leuchtgas anzusehen. Leider ist der Preis der Paraffinkerzen gegenwärtig noch zu hoch, als daß sie allgemeine Verbreitung finden könnten.

Auch von der trocknen Destillation des Holzes ist schon früher die Rede gewesen. Die Produkte derselben sind im Allgemeinen den bei der trocknen Destillation der Steinkohlen gewonnenen ähnlich, bieten aber doch Eigenthümliches dar. In der Retorte bleibt feste Holzkohle zurück; es entweicht Leuchtgas, und man gewinnt eine flüssige Theermasse (Holztheer), über welcher eine Flüssigkeit steht, die aber nicht basisch, sondern sauer reagirt, indem sie reich an Essigsäure ist, weshalb sie Holzessig genannt wird. Außerdem enthält sie eine durch Destillation zu gewinnende weingeistartige Flüssigkeit, den Holzgeist und einen Stoff, welcher Kreosot (Fleischerhalter) heißt. Dieser ist im reinen Zustande eine farblose, im Wasser untersinkende, heftig nach Rauch riechende, brennend scharf schmeckende, tödtlich giftige Flüssigkeit, welche man zuweilen, mit Nelkenöl versetzt, gegen Zahnweh anwendet. Das Kreosot vermag die Fäulniß des Fleisches zu verhindern, daher räuchert man das Fleisch, um ihm Haltbarkeit zu geben, denn im Rauche ist immer Kreosot enthalten. Statt des langsamen Räucherns kann man denselben Zweck in kurzer Frist erreichen, wenn man das Fleisch in Holzessig legt und dann trocknet.

Bei der trocknen Destillation der Knochen entweichen ebenfalls brennbare Gase, und es setzt sich auch ein dunkelfarbiger Theer ab, in welchem ein gegen schmutzige Krankheiten angewendetes fürchterlich riechendes Oel, das Stink- oder Franzosenöl enthalten ist. Die über dem Theer stehende wässrige Flüssigkeit ist, wie bei den Steinkohlen, alkalischer Natur wegen des in den Knochen enthaltenen Stickstoffes, und zwar besteht sie aus unreinem kohlensauren Ammoniak, und wurde früher als Arzneimittel unter dem Namen Hirschhorngeist angewendet, weil man sie gewöhnlich aus geraspeltem Hirschhorn darstellte. Das daraus gewonnene Salz nannte man deshalb Hirschhornsalz. (S. unorg. Chem. Kap. 5, 4. b.)

2. Die Gährung.

Die Kohlenstoffhydrate, welche wir im ersten Kapitel der Pflanzenchemie betrachteten, sind entweder Zuckerarten oder es sind

doch Stoffe, welche in Zucker übergeführt werden können; der Zucker aber verwandelt sich durch Gährung in Weingeist (Alkohol). Solche in Zucker überführbare Pflanzenstoffe sind: die Zellensubstanz (Pflanzenfaser, Cellulose), das Stärkemehl und das Gummi. Am wichtigsten für die Technik ist die Umwandlung des Stärkemehls in Zucker. Diese erfolgt, wie wir Kap. 1. *II.* gesehen haben, in vielen Früchten durch die Lebensthätigkeit der Pflanzen; sie kann aber auch herbeigeführt werden, wenn man das Stärkemehl mit verdünnter Schwefelsäure behandelt, wobei es zuerst in Gummi (Dextrin) und dann in Zucker übergeht. Noch wichtiger ist die ebenfalls schon (a. a. O.) erwähnte Wirkung der Diastase des Malzes, durch welche derselbe Prozeß erfolgt.

Eine Zuckerlösung geht entweder von selbst in den Zersetzungszustand über, welchen wir Gährung nennen, oder sie kann sehr leicht in denselben versetzt werden. Die Gährung wird durch die Kap. 2 betrachteten eiweißartigen (Protein-) Stoffe bewirkt. Dies sind bekanntlich stickstoffhaltige Körper, welche sich sehr leicht zersetzen und dann die merkwürdige Eigenschaft haben, andere Körper gleichsam *anzustecken* und in ihnen denselben Zersetzungsvorgang (Gährung) hervorzurufen. Wendet man sie zu diesem Zwecke an, so nennt man sie Fermente (Gährungserreger).

Süße Pflanzensäfte, z. B. der Traubenmost, gerathen ohne Zusatz eines Ferments in Gährung, weil sie außer dem aufgelöseten Zucker immer eiweißartige Stoffe enthalten. Dem Stärkemehl des Getreides, der Kartoffeln u. s. w. hingegen muß man, nachdem es durch die Diastase des Malzes erst in Dextrin und dann in Zucker verwandelt worden ist, ein Ferment (Hefe) zusetzen, um es in Gährung zu bringen. Ein fauliger Apfel steckt die andern an; fauliges Blut ruft in frischem Blute dieselbe faulige Gährung hervor, weshalb schon Mancher bei unvorsichtiger Behandlung von Leichnamen oder am Milzbrande gestorbenen Thieren sein Leben eingebüßt hat. Aehnlich wirken die Contagien oder Ansteckungsstoffe, als deren wirksamstes Zerstörungsmittel wir das Chlor kennen.

Wo Gährung stattfindet, entwickeln sich stets Pilze, Infusionsthierchen u. s. w. in größter Menge, ja die Bierhefe erscheint unter dem Mikroskop völlig in der Gestalt der Pflanzenzellen.

Mittelst der Gährung erhalten wir mannigfache wichtige Produkte, welche wir nun näher betrachten.

a) Das Meth.

Schon bei den alten Slaven war das Meth oder der Honigwein ein beliebtes Getränk, und noch heut wird es besonders in Ungarn, England und Amerika häufig bereitet. Man übergießt guten, ausgelassenen Honig mit heißem Wasser, setzt etwas Hopfenextract hinzu und läßt die Flüssigkeit ruhig stehen. Sie fängt bald an zu gähren und wird, nachdem sie geklärt ist, mit einigen Gewürzen versetzt. Bei der Gährung zerfällt der Zuckersaft in Weingeist und Kohlensäure. Letztere entweicht, die Flüssigkeit aber ist weinartig und berauschend geworden.

Ganz ähnlich bereitet man die Obstweine (Cyder) und die Weine aus Johannis-, Stachel-, Erd-, Himbeeren u. s. w.

b) Der Traubenwein.

Er entsteht auf dieselbe Weise durch die freiwillig eintretende Gährung des süßen Traubensaftes (Mostes). Die Trauben werden zerquetscht (gekeltert). Will man weißen Wein haben, so läßt man den Most von den ausgepreßten Trestern ablaufen und in Fässern gähren. Bei der Bereitung des rothen Weines hingegen läßt man die Kämme der blauen Trauben, so wie die Schalen und Kerne der Beeren bis nach vollendeter Gährung in dem Traubensafte, wodurch derselbe Farbe- und Gerbstoff aufnimmt. Schäumende oder moussirende Weine (Champagner) erhält man, wenn man den Wein, nachdem die Hauptgährung in Fässern erfolgt ist, in Flaschen füllt, worin sich etwas Candiszuckerlösung befindet. Man verstopft die Flaschen so fest als möglich und befestigt die Korke noch durch Drath. Nun tritt eine Nachgährung ein, der Wein wird dadurch reich an Kohlensäure, und auf dem Boden der Flaschen setzt sich Hefe ab. Diese entfernt man durch das sogenannte Abspritzen, indem man die Flaschen eine Zeitlang verkehrt stellt, damit sich die Hefe auf dem Pfropf sammelt. Dann schneidet man den Drath durch, und sogleich stößt die Kohlensäure den mit Hefe überzogenen Kork heraus. Zugleich bringt etwas Wein mit heraus, der durch andern ersetzt wird. Man verkorkt die Flaschen von Neuem, bindet sie mit Drath zu oder verpecht sie, und bringt sie nach 5—6 Monaten in den Handel.

Die Weine nördlicher Länder sind herb aber wohlriechend (Blume, Bouquet); in südlichen Ländern reicht der Eiweißstoff nicht aus, sämmtlichen Zucker in Weingeist zu verwandeln, daher der süße Geschmack der von dort kommenden Weine.

Uebergießt man die Weintrestern mit kochendem Wasser und destillirt die Flüssigkeit, so erhält man den Franzbranntwein (Sprit, Cognac).

c) Das Bier.

Das Bier wird in der Regel aus Gerste dargestellt. Diese wird rein gewaschen und in großen Bottichen mit Wasser übergossen. Sie quillt auf und die Keime treten hervor. In diesem Zustande enthält die Gerste, jetzt Malz genannt, einen eigenthümlichen eiweißartigen Stoff, die Diastase (s. Kap. 1.), welcher das Stärkemehl der Gerste in Zucker verwandelt. Das Malz wird nun gedörrt, um das Fortwachsen der Keime zu verhindern, und zwar wird es braun gedörrt, wenn man braunes Bier, gelinde aber nur, wenn man weißes Bier brauen will. Daß es zuckerhaltig ist, verräth der süße Geschmack. Das Malz wird geschroten d. i. grob gemahlen, und in dem Maischbottich eingemaischt, d. h. mit Wasser von 65—70° C. Wärme zu einem Teige angerührt. Die mit Wasser verdünnte Masse ist klebrig und schmeckt süß. Man sondert die klare Flüssigkeit von dem Bodensatze (den Trebern) ab, und übergießt letztere gewöhnlich noch einmal mit Wasser, um einen wohlfeilen Haustrank für die Armen (Dünn-, After-, Nach-, Tisch-, Conventbier) zu bereiten. Die zuerst gewonnene Flüssigkeit, Würze genannt, wird mit Hopfenextract versetzt, möglichst rasch abgekühlt, damit sie nicht sauer wird, und durch Zusatz einiger Hefe in Gährung versetzt. Die gegohrne Flüssigkeit heißt Bier und enthält $1^1/_2$ bis 2 Prozent Weingeist. Man füllt das Bier nun entweder in Fässer, die man in kühlen Kellern aufbewahrt (Faßbier), oder in Flaschen, in denen (wie beim Champagner) noch eine Nachgährung erfolgt, durch welche das Bier moussirend (schäumend) wird (Flaschenbier).

Die jetzt so allgemein beliebten Lagerbiere erhält man dadurch, daß man die Würze, ehe die Gährung eintritt, rasch bedeutend abkühlt, und die Gährung in kühlen Felsenkellern stattfinden läßt. Dieselbe erfolgt sehr langsam und ruhig, auch wird die Hefe nicht wie bei dem gewöhnlichen Biere, an die Oberfläche getrieben (Oberhefe), sondern sie setzt sich am Boden der Gefäße ab (Unterhefe). Solches Bier hält sich sehr lange und ist kräftiger, als das obergährige.

d) Alkohol oder Weingeist und Branntwein.

Der Alkohol wird in der Regel aus stärkemehlhaltigen Körpern, am gewöhnlichsten aus Roggen (Korn) oder Kartoffeln gewonnen. Wie bei

dem Biere werden die gereinigten und zerquetschten Stoffe mit Wasser eingemaischt, durch Malzzusatz in Zucker verwandelt, und durch Hefe zum Gähren gebracht. Nun wird der flüchtige Alkohol abdestillirt und zwar in sinnreich construirten Apparaten, mittelst welcher man ihn möglichst stark (d. h. wenig Wasser enthaltend) gewinnt. Das Zurückbleibende (Branntweingespüle oder Schlempe) giebt ein gutes Viehfutter.

Verdünnt man den Alkohol so weit mit Wasser, daß in 100 Theilen 20 bis 45 Theile reiner Weingeist enthalten sind, so heißt er Branntwein.

Der durch die Destillation erhaltene Alkohol enthält immer mindestens noch 10 Prozent Wasser. Um ihn wasserfrei (absoluten Alkohol) zu erhalten, schüttet man Chlorcalcium hinein, welches das Wasser begierig an sich zieht.

Starker Alkohol oder Weingeist wirkt innerlich angewendet giftig; er verdunstet schnell und gefriert bei keinem bis jetzt darstellbar gewesenen Kältegrade, weshalb man zur Messung großer Kälte Weingeistthermometer anwendet. Er verbrennt ohne Ruß und dient als Lösungsmittel für viele im Wasser unlösliche Stoffe, z. B. für die Harze.

Rum wird aus dem Safte der Zuckerrohrs, Arrak aus Reis dargestellt.

e) Kartoffelfuselöl. Aether. Chloroform.

Bei der Gährung, besonders der Kartoffelmaische, bildet sich neben dem Alkohol ein eigenthümliches flüchtiges Oel, das giftige Kartoffelfuselöl, welches ekelig riecht, brennend schmeckt und leicht entzündlich ist. Man kann es durch Filtriren des Branntweins über Kohle entfernen, oder den leichter flüchtig werdenden Weingeist von ihm abdestilliren. Erhitzt man das Fuselöl mit Schwefelsäure und essigsaurem, baldriansaurem oder buttersaurem Kali, so destilliren angenehm riechende und nach verschiedenen Früchten schmeckende Flüssigkeiten (die sogenannten Fruchtäther) über, mittelst deren man den Zuckerwaaren einen lieblichen Obstgeschmack ertheilen kann.

Erhitzt man Weingeist mit der gleichen Menge englischer Schwefelsäure, so destillirt, indem dem Weingeist Sauerstoff und Wasserstoff entzogen und dadurch eine Veränderung desselben herbeigeführt wird, eine Flüssigkeit über, welche den Namen Aether oder Schwefeläther führt. Letztere Bezeichnung soll aber nicht besagen, daß der Aether Schwefel oder Schwefelsäure enthalte, was keineswegs der Fall ist, sondern sie deutet nur die Bereitungsweise an.

Der Aether ist eine farblose, durchdringend riechende, brennend schmeckende, sehr rasch verdampfende, schon bei + 35° siedende, leicht entzündliche und mit heller Flamme brennende Flüssigkeit. Athmet man seine Dämpfe mit Luft gemengt ein, so bewirkt er Gefühllosigkeit und Schlaf, daher betäubt man auf diese Weise Personen, welche eine schwere Operation überstehen sollen. Mit der atmosphärischen Luft bildet der Aetherdampf ein Knallgas, welches bei Annäherung eines Lichtes gefährlich explodirt. Im Wasser ist der Aether wenig löslich und er schwimmt auf demselben; mit drei Theilen Weingeist versetzt bildet er die bekannten Hoffmannstropfen. Der Aether dient als Lösungsmittel für viele Substanzen.

Setzt man bei der Destillation des Weingeists mit Schwefelsäure behufs der Aetherbildung gewisse Salze zu, so erhält man die sogenannten Säure-Aether. Essigsaures Natron auf diese Weise angewendet, giebt Essigäther; buttersaures Kali den Buttersäureäther (Butteräther oder Rumäther), mittelst dessen man den Bonbons einen lieblichen Geruch und Geschmack ertheilt u. s. w. Auch das Bouquet des Weines wird durch einen solchen Säureäther (Oenanth- oder Weinäther) erzeugt.

Erhitzt man Weingeist mit Chlorkalk und Wasser, so destillirt eine farblose, ölige, im Wasser untersinkende Flüssigkeit über, welche süß riecht und schmeckt, und sich leicht in betäubende aber nicht selten giftig wirkende Dämpfe auflöset: das in neuester Zeit häufig bei Operationen angewendete Chloroform.

f) Backwaaren.

Auch bei der Bereitung der Backwaaren spielt die Gährung eine sehr bedeutsame Rolle. Wollte man den aus Mehl und Wasser dargestellten Teig ohne Weiteres in den Backofen bringen, so würde eine feste, ungenießbare Masse entstehen. Um dies zu verhüten, und den Teig locker und porös zu machen, bringt man ihn in Gährung, damit er von der dabei erzeugten Kohlensäure auseinander getrieben werde. Als Ferment benutzt man bei dem Weißbrote die Hefen, (Semmel und Pfefferkuchen treibt man wohl auch mit kohlensaurem Ammoniak auf), bei dem Schwarzbrote aber den Sauerteig. An der Oberfläche der Backwaaren wird etwas Stärkemehl durch die Hitze in Gummi (Dextrin) verwandelt; bestreicht man die heiße Rinde mit Wasser, so wird dies aufgelöset und bildet, wenn man die Waare noch einmal auf kurze Zeit der Hitze

aussetzt, den beliebten glänzenden Ueberzug. Weißbrot ist reicher an Stärke, daher leichter verdaulich, aber weniger nahrhaft; Schwarzbrot enthält mehr Kleber, ist daher nahrhafter, aber schwerer verdaulich. Letzteres schmeckt mehr oder weniger säuerlich, weil sich stets etwas Essigsäure in demselben bildet.

Ueber die Verwandlung des Weingeists in Essig s. Kap. 6.

3. Die Verwesung.

Für jedes Thier und für jede Pflanze erscheint ein Zeitpunkt, in welchem die Organe derselben ihre Thätigkeit nicht mehr verrichten: der Tod. Sobald er erfolgt ist, beginnen die Naturkräfte zwar nicht ein Vernichtungsgeschäft, denn wir haben kein Beispiel davon, daß ein einmal vorhandener Stoff in Nichts verschwände; wohl aber beginnen sie einen Auflösungs- und Zerstörungsprozeß, welchen wir mit dem Namen Verwesung bezeichnen. Diese ist eine dunkle, d. h. ohne Feuererscheinung vor sich gehende Oxydation oder Verbrennung, deren Endprodukte die einer wirklichen Verbrennung (im engeren Sinne) sind; denn zuletzt zerfällt jeder verwesende organische Körper in Kohlensäure, Wasser und Ammoniak, aus denen er während seines Lebens gebildet wurde.

Erfolgt die Verwesung bei verhindertem Luftzutritt, z. B. unter Wasser, so nennen wir sie Fäulniß. Der Schlamm der Teiche und die Torfbildung gehören dahin.

Eine Verwesung, welche die Holzfaser in feuchtem Boden oder in feuchter Luft bei Ausschluß des Lichtes erfährt, nennt man gewöhnlich Vermoderung.

Die Verwesung geht gewöhnlich sehr langsam von statten, und ehe ein organischer Körper vollständig in Kohlensäure, Wasser und Ammoniak zerfällt, bilden sich erst sogenannte Mittelglieder der Verwesung. Als solche könnte man auch die Produkte der Gährung betrachten; denn diese ist eine beginnende Verwesung. Ferner gehöret dahin die Bildung des faulen weißen Holzes, wie wir es in alten Weiden häufig entstehen sehen, wenn der Luftzutritt gehindert ist. Ist aber die Rinde des Baumes zerrissen, so entsteht eine lockere, braune, erdartige Masse, gewöhnlich, weil sie in den Weiden am häufigsten gefunden wird, Weidenerde oder im Allgemeinen Holzerde genannt. Auch auf den Aeckern entstehen aus den verwesenden Wurzeln, so wie aus dem faulenden Dünger dergleichen braune Massen in großer Menge, und

werden als Ackererde, Dammerde, Humus bezeichnet. Je reicher ein Acker daran ist, desto fruchtbarer ist er, denn auf reinem Sand- oder reinem Thonboden gedeihen nur wenige und dem Menschen geringen Nutzen gewährende Pflanzen. Die Humuskörper zeichnen sich besonders dadurch aus, daß sie vermöge ihrer Porosität das Ammoniak, ohne welches die Pflanzen nicht bestehen können, theils aus der Luft anziehen, theils dasselbe aus dem Regenwasser zurückhalten, wodurch allerlei lösliche Verbindungen entstehen, welche von den Wurzeln der Pflanzen aufgesaugt werden. Die chemische Analyse der Humuskörper zeigt in diesen mehrere eigenthümliche Substanzen, als: Ulmin und Ulminsäure, Humin und Huminsäure, Quellsäure und Quellsatzsäure u. s. w.

Elftes Kapitel.

Die Nahrungsstoffe der Pflanzen. Der Kreislauf der Elemente.

Der Pflanzenkörper besteht der Hauptsache nach aus den vier Elementen, welche wir unter dem Namen Organogene (Organerzeuger) zusammengefaßt haben: Sauerstoff, Wasserstoff, Kohlenstoff und Stickstoff. Diese vier Elemente müssen mithin der Pflanze zugeführt werden, wenn sie wachsen und bestehen soll, und sie erhält dieselben aus dem Wasser, der Kohlensäure und dem Ammoniak.

Das Wasser nimmt sie aus dem Boden mittelst der Wurzeln, und aus der Atmosphäre mittelst der Blätter auf, und verbraucht es theils unzersetzt zur Bildung des flüssigen Zellsaftes, theils zerlegt sie dasselbe in seine Bestandtheile, Sauerstoff und Wasserstoff, um dieselben zu anderen Verbindungen zu verwenden.

Die Kohlensäure empfängt die Pflanze zum geringeren Theile aus dem Boden, zum größeren aus der Atmosphäre, und zersetzt dieselbe unter Mitwirkung des Sonnenlichtes besonders in ihren grünen Theilen, also vorzugsweise in den Blättern, indem sie sich den Kohlenstoff aneignet, den Sauerstoff aber aushaucht. Davon, daß die Pflanzenblätter wirklich Sauerstoff freigeben, kann man sich leicht überzeugen. Man füllt einen Glastrichter mit frischen, grünen Blättern und stellt ihn verkehrt in

ein Gefäß mit Wasser, so daß er selbst voll Wasser wird. Nun stopft man seine Röhre oben mit einem Korke zu, schöpft einen Theil des den Trichter umgebenden Wassers aus, und stellt das Gefäß an die Sonne. Es erfolgt Gasentwickelung innerhalb des Trichters, wodurch das Wasser in demselben herabgedrängt wird. Ist der nach oben gekehrte Theil des Trichters wasserleer, so entfernt man den Kork und hält schnell einen glimmenden Span in die Röhre des Trichters: die lebhafte Entzündung desselben zeugt von dem Vorhandensein des Sauerstoffes.

Das Ammoniak wird den Pflanzen aus dem Boden zugeführt, in welchen es theils mittelst der Düngung, theils durch die aus der Atmosphäre vom Regen und Schnee niedergeschlagenen flüchtigen Ammoniaksalze gelangt. Aus dem Ammoniak nimmt die Pflanze, indem sie es zersetzt, besonders den erforderlichen Stickstoff auf.

Mithin ist für die Pflanze das Wasser die Hauptquelle des Sauerstoffs und Wasserstoffs, die Kohlensäure die Quelle des Kohlenstoffs, das Ammoniak die Quelle des Stickstoffs.

Werden aber diese Quellen nie erschöpft? Nein, denn die Elemente befinden sich in einem fortwährenden Kreislaufe. Es sind die verwesenden Körper, welche den lebenden beständig die erforderliche Nahrung liefern. Wir wissen ja bereits, daß die Endprodukte der Verwesung aller organischen Körper Wasser, Kohlensäure und Ammoniak, also die drei wesentlichen Nahrungsstoffe der Pflanzen sind, und so geht aus dem Tode stets neues Leben hervor.

Doch sind es nicht die Produkte der Verwesung im engeren Sinne allein, welche den Pflanzen ihre Nahrung gewähren. Durch den großen Kreislauf des Wassers, welches aus Meeren, Seen und Flüssen verdunstet und entweder als Regen, Schnee, Thau und Reif niedergeschlagen wird, oder, die Häupter der Berge netzend, die Quellen speiset, wird dasselbe dem Boden in der erforderlichen großen Menge zugeführt. Kohlensäure wird von Menschen und Thieren beständig ausgeathmet, sie steigt ferner von allen Feuerstätten empor und wird von den Vulkanen in nicht zu ermessenden Quantitäten ausgestoßen. Letztere lassen auch reichliche Mengen von Ammoniak in die Atmosphäre strömen und verhalten sich daher ebensowohl als Förderer des Lebens, als sie nicht selten furchtbare Zerstörer desselben sind.

Die vier Organogene bilden zwar die Hauptbestandtheile der Pflanzenkörper, aber dieselben bedürfen auch unorganischer Stoffe zu ihrem Bestehen. In den eiweißartigen Pflanzenstoffen (s. Kap. 2.) ist auch

Schwefel und Phosphor enthalten. Die geringen Quantitäten, welche dazu erforderlich sind, bietet theils der Boden, theils die Atmosphäre dar.

Endlich zeigt uns die Untersuchung der Pflanzenasche, daß noch andere unorganische Stoffe, besonders Kali- und Kalksalze, Kieselsäure und Talkerde von verschiedenen Pflanzen in verschiedenen Mengen aufgenommen werden, so daß, wenn ein solcher Stoff, dessen eine Pflanzenart bedarf, im Boden nicht enthalten ist, diese gar nicht oder nur kümmerlich gedeiht. Man kann demnach Alkali-, Kalk-, Kieselpflanzen u. s. w. unterscheiden, und es ist eine Hauptaufgabe des Landwirthes, einmal einen verständig geordneten Fruchtwechsel stattfinden zu lassen, da z. B. eine Kalkpflanze auf einem Boden, dem durch eine andre Pflanzenart die Kalisalze bereits entzogen sind, vielleicht noch recht gut fortkommt, zum Andern aber dem Boden mittelst zweckmäßiger Düngung diejenigen Stoffe zuzuführen, deren die zu cultivirenden Pflanzen hauptsächlich bedürfen.

Zweiter Abschnitt.

Die Thier-Chemie.

Erstes Kapitel.

Die eiweißartigen oder Proteinstoffe im thierischen Körper.

Der thierische Körper bietet der Chemie des Geheimnißvollen noch weit mehr dar, als der Pflanzenkörper, denn die in ihm stattfindenden chemischen Prozesse sind weit zusammengesetzter; wir werden uns daher mit einigen wenigen Andeutungen begnügen müssen.

In der Pflanzenwelt sind die stickstofffreien Verbindungen vorwaltend, in der Thierwelt hingegen die stickstoffhaltigen.

Unter den stickstoffhaltigen Verbindungen fanden wir in den Pflanzen am allgemeinsten verbreitet: die eiweißartigen oder Proteinstoffe, nämlich

1. das Pflanzenfibrin (Pflanzenfaserstoff, Kleber, Gluten, Pfanzenleim),
2. das Pfanzenalbumin (Pflanzeneiweiß) und
3. das Pflanzencasein (Pflanzenkäsestoff). (S. Pflanzenchemie Kap. 2.)

Auch in der Thierwelt begegnen wir drei Substanzen, welche diesen Pflanzenstoffen entsprechen, und wir bezeichnen dieselben als:

1. Thierfibrin (Thierfaserstoff) nebst der Leimsubstanz, der Hornsubstanz und dem Seidenfaserstoff (Fibroin);
2. Thieralbumin (thierisches Eiweiß) und
3. Thiercasein (thierischer Käsestoff).

Die allgemeinen Eigenschaften derselben kennen wir bereits, denn sie stimmen in der Hauptsache mit denen der vegetabilischen Eiweißstoffe überein. Die thierischen Proteinsubstanzen bestehen, gleich diesen, aus Sauerstoff, Wasserstoff, Kohlenstoff und Stickstoff, nebst kleinen Mengen von Schwefel und Phosphor, kommen ebenfalls in zwei Zuständen vor, nämlich gelöset oder geronnen, und befinden sich abwechselnd fast in allen Theilen der thierischen Körper.

Das Thierfibrin oder der Thierfaserstoff ist im Blute in aufgelöseter, im Fleische in fester Form vorhanden (s. Blut und Fleisch).

Die Leimsubstanz bildet die Hauptgrundlage der thierischen Gewebe; in diesen findet sich auch die Hornsubstanz u. s. w. (S. unten Kap. 3.)

Das thierische Eiweiß ist vorzüglich im Ei, im Blute und allen andern Flüssigkeiten des Körpers enthalten. (S. Ei, Blut u. s. w.)

Das Thiercasein findet sich hauptsächlich in der Milch der Thiere. (S. Milch.)

Zweites Kapitel.

Das thierische Ei.

Die harte Schale der Vogeleier besteht aus kohlensaurem Kalk (Kreide). Die Vögel fressen, um den zur Bildung dieser Schale erforderlichen Stoff zu erhalten, Kalk von Wänden und Dächern, wie man dies namentlich bei den Tauben häufig sieht.

Innerhalb der Schale befindet sich das von mehreren Häuten eingeschlossene Weißei sammt dem Gelbei (Dotter). Beide bestehen aus Eiweißstoff, der in dem Dotter durch gelbe Fettkügelchen (Eieröl) gefärbt ist, und Wasser.

Das Thieralbumin gerinnt, gleich dem Pflanzeneiweiß, durch das Kochen.

Wenn das in einer Flüssigkeit im aufgelöseten Zustande befindliche Eiweiß zum Gerinnen gebracht wird, so umfaßt es alle darin enthaltenen fremden Stoffe gleich einem Netzwerke, und man benutzt es aus diesem Grunde zum Klären verschiedener Flüssigkeiten. Mit Mineralsäuren und

Metallsalzen bildet es unlösliche Verbindungen, daraus erklärt sich seine nützliche Anwendung bei Vergiftungen durch metallische Stoffe.

Im Eiweiß sind verschiedene Salze enthalten, im Fette des Gelbeies auch Phosphor.

Drittes Kapitel.

Die thierischen Gewebe.

1. Das Knochengewebe. Die Leimsubstanz.

Die Knochen sind theils aus unorganischen, theils aus organischen Bestandtheilen gebildet. Die unorganische Substanz ist zum größten Theile phosphorsaure Kalkerde, die organische hingegen ist die dem Pflanzenkleber verwandte sogenannte Leimsubstanz.

Legt man einen Knochen ins Feuer, so verbrennt letztere, und man behält die phosphorsaure Kalkerde übrig; übergießt man hingegen einen frischen Knochen mit Salzsäure, so wird die phosphorsaure Kalkerde aufgelöset, und die Leimsubstanz bleibt unverändert.

Auch in dem thierischen Zellgewebe, welches die Muskeln und alle Organe einhüllt, so wie in der eigentlichen Lederhaut, in den Sehnen und Bändern, Knorpeln, Hirschgeweihen, Fischschuppen und in den Schwimmblasen vieler Fische ist die Leimsubstanz enthalten.

Man gewinnt den Leim durch Auskochen der genannten Thierstoffe. Er ist besonders dadurch ausgezeichnet, daß er in kaltem Wasser aufquillt, in warmem aber sich zu einer schleimigen Flüssigkeit auflöset, welche beim Erkalten eine gallertartige Masse bildet und als Klebmittel vielfache Anwendung findet.

Mit dem Knochengewebe verwandt ist das Knorpelgewebe, woraus die Knorpel der Rippen, der Gelenke, der Nase, der Luftröhre u. s. w. bestehen. Auch aus den Knorpeln erhält man durch Kochen eine im Wasser lösliche Substanz, welche bei dem Erkalten eine zarte Gallert bildet (Chondrin).

2. Das Horngewebe. Die Hornsubstanz (Keratin).

Auch das Horngewebe, woraus die Oberhaut, die Nägel, Klauen, Hufe, Hörner, das Schildpatt, die Schuppen der Schlangen, das Fisch-

bein, die Haare, die thierische Wolle, die Borsten und die Vogelfedern bestehen, hat die Zusammensetzung der Proteinstoffe, doch ist es reicher an Schwefel, und die Asche derselben, namentlich der Haare und der Federn, enthält viel Kieselsäure. Die Hornsubstanz kommt gleich der Leimsubstanz nur im festen (geronnenen) Zustande vor. Sie wird durch kochendes Wasser nicht gelöset, aber erweicht, so daß sich dann getrennte Stücke zu einem Ganzen vereinigen lassen, welches beliebig geformt werden kann; deshalb findet sie in den Gewerben vielfache Anwendung.

3. Der Seidenfaserstoff (Fibroin).

Er ist der Hauptbestandtheil der Gewebe der Spinnen und Raupen. Am wichtigsten ist die von der Seidenraupe gesponnene eigentliche Seide. Von der thierischen Wolle unterscheidet sich das Fibroin besonders durch die Abwesenheit des Schwefels. Durch Salpetersäure wird es gelb gefärbt, dasselbe ist mit der Wolle der Fall, nicht aber mit der Pflanzenfaser (Leinewand, Baumwolle), und man kann auf diese Weise die Thier- und Pflanzenfaser in Geweben unterscheiden.

4. Das elastische Gewebe.

Dieses bildet vorzüglich die elastischen Bänder der Stimmritze, des Nackens, der Katzenkrallen u. s. w., enthält keine Leimsubstanz und ist hinsichtlich seiner chemischen Zusammensetzung noch nicht genügend erforscht.

5. Das Panzergewebe der Gliederthiere.

Aus diesem bestehen die Panzer der Insekten, Krusten- und Spinnenthiere. Es scheint aus einer innigen Verbindung eines eiweißartigen Stoffes mit der diesen Thieren zur Nahrung dienenden vegetabilischen Zellensubstanz gebildet zu sein. Man nennt diesen Stoff Chitin (Panzerstoff).

Viertes Kapitel.

Die thierische Milch.

Die Milch besteht aus einer Auflösung von Thiercasein und Milchzucker in Wasser, in welcher außerordentlich kleine Fettkügelchen umherschwimmen, die die Milch undurchsichtig machen. Außerdem enthält die Milch verschiedene Salze, besonders Kochsalz, phosphorsaure und kohlensaure Salze, die man bei der Verbrennung der Milch in der Asche findet. Endlich ist auch kohlensaures Gas in der Milch enthalten.

Läßt man die Milch ruhig stehen, so sammeln sich die leichteren Fettkügelchen an der Oberfläche und bilden den Rahm oder Sahn.

Tröpfelt man Salzsäure in die Milch, oder legt ein Stückchen von dem vierten Kälbermagen (Lab) hinein, so wird das Casein als eine geronnene Masse niedergeschlagen, und man erhält süßen Käse, und zwar aus frischer Milch sogenannten fetten Käse, aus abgerahmter Milch mageren Käse. Bei uns bereitet man solchen Käse in der Regel aus Ziegenmilch.

Die dünne, süße Flüssigkeit, welche nach der Ausscheidung das Caseins übrig bleibt, nennt man süße Molken. Sie bestehen der Hauptsache nach aus einer Auflösung des Milchzuckers in Wasser, und enthalten außerdem etwas Eiweiß und einige Salze.

Dampft man die süßen Molken bedeutend ab, und stellt sie dann in die Wärme, so krystallisirt der Milchzucker heraus. Er bildet farblose Krystalle, die in Wasser schwerer löslich sind und weniger süß schmecken, als gewöhnlicher Zucker.

Läßt man die Milch längere Zeit in offenen Gefäßen stehen, so geht etwas Käsestoff in Zersetzung über und wirkt als Ferment auf den Milchzucker, welcher dadurch in Milchsäure umgewandelt wird. Aus dem in Folge dieser Milchsäurebildung sauer gewordenen Rahme bereitet man durch heftiges Stoßen die Butter, welche aus dem Fette der Milch und einem Theile des Käsestoffes besteht, auch einen eigenthümlichen Fettstoff, Butyrin, enthält. Die bei der Bereitung der Butter übrig bleibende Buttermilch ist ein Gemenge von Wasser, Milchsäure, Casein und Buttertheilchen.

Die unter dem zur Bereitung der Butter abgeschöpften sauren Rahme befindliche geronnene Milch heißt Schlipper- oder Schlickermilch, und besteht aus Wasser, Milchsäure und geronnenem Casein. Preßt man

sie durch einen leinenen Sack, so läuft eine dünne, saure Molke ab, und in dem Sacke bleibt das fettleere Casein zurück, aus welchem man den sogenannten Quarg (mageren Kuhkäse) bereitet.

Milchsäure bildet sich auch bei der Gährung des Weißkrautes, und verwandelt dasselbe in Sauerkraut. Bei lange fortdauernder Gährung geht sie in die übelriechende Buttersäure über, die sich auch in der sogenannten ranzigen Butter findet.

Setzt man frisch geronnene Milch der Wärme aus, so tritt die Weingährung ein, und man erhält, indem Kohlensäure entweicht, ein berauschendes aber wegen gleichzeitig entstandener Buttersäure unangenehm riechendes und schmeckendes Getränk. So bereiten die Tataren ihren Kumyß aus Pferdemilch.

Fünftes Kapitel.

Das thierische Blut.

Das Blut der Menschen und der Wirbelthiere (Säugethiere, Vögel, Amphibien und Fische) besteht aus einer wasserhellen Flüssigkeit (Blutflüssigkeit, Serum), in welcher mikroskopisch kleine, runde, plattgedrückte oder ovale, aus einer zarten Haut und einem rothen Inhalte bestehende Körperchen (Blutkügelchen) schwimmen, so daß die ganze Masse dem bloßen Auge roth gefärbt erscheint.

Wird das Blut dem lebenden Körper entzogen, so verwandelt es sich schnell in eine zitternde, rothe Gallert, welche sich allmählig zu einem rothen, schlüpfrigen Klumpen (Blutkuchen) zusammenzieht, während sich das flüssige Serum abscheidet.

Das Blutserum besteht hauptsächlich aus aufgelösetem Eiweißstoffe, daher gerinnt es beim Kochen; auch sind in ihm die meisten Salze des Blutes enthalten.

Der Blutkuchen besteht aus dem geronnenen Thierfibrin und den Blutkügelchen nebst phosphorsauren Salzen. Wäscht man ihn lange aus, so löset sich das in den Blutkügelchen enthaltene Blutroth, und das Thierfibrin (der Thierfaserstoff) bleibt als eine weiße, faserige Masse zurück; das Blut ist mithin als halb fertiges Fleisch anzusehen.

Quirlt man frisches Thierblut, so bleiben Thierfibrin und Blutroth unter einander gemischt, und die Masse gerinnt erst beim Kochen (Blutwurst).

Das Blut besteht aus Wasser, Eiweißstoff, der in den Blutkügelchen durch Eisenoxyd roth gefärbt ist, Thierfibrin, verschiedenen Fetten, mehreren Salzen (besonders Chlornatrium, Chlorkalium und phosphorsauren Salzen), eigenthümlichen Riechstoffen, Sauerstoffgas, Stickstoffgas und Kohlensäure. — Das weiße Blut der wirbellosen Thiere ist kupferhaltig.

Sechstes Kapitel.

Das thierische Fleisch.

Das Fleisch, welches die Muskeln bildet, besteht der Hauptsache nach aus zwei Theilen: dem thierischen Fibrin oder dem Thierfaserstoffe, und der Fleisch- oder Muskelflüssigkeit.

Uebergießt man fein gehacktes mageres Fleisch mit Wasser, läßt es eine Zeitlang so stehen, und preßt es dann durch Leinewand, so läuft die Fleischflüssigkeit ab, die Thierfaser aber bleibt zurück, und stellt, nachdem sie nach einander mit Weingeist und Aether behandelt worden ist, eine weiße, geruch- und geschmacklose, zerreibliche Masse dar, welche höchstens 17—18 Prozent des frischen Fleisches beträgt, und eigentlich auch noch nicht völlig reines Thierfibrin ist, da sich das Zellgewebe, welches die einzelnen Muskelfasern und die ganzen Muskeln scheidenförmig einhüllt, nicht füglich davon trennen läßt.

Die Fleisch- oder Muskelflüssigkeit ist aus sehr verschiedenen Bestandtheilen zusammengesetzt. Die Hauptmasse ist Wasser, welches reich an Eiweißstoff (Thieralbumin) ist. Außerdem enthält es Milchsäure und mehrere flüchtige Säuren, ebenso mehrere Salze, besonders Chlorkalium und phosphorsaures Kali, drei eigenthümliche, krystallisirbare Stoffe (Kreatin, Kreatinin und einen Süßstoff, Inosit oder Fleischzucker), endlich Inosinsäure, welche im reinsten Zustande einen unkrystallisirbaren, farblosen, sehr sauren Syrup darstellt, der den eigenthümlichen Geruch der Fleischbrühe hat.

Will man wohlschmeckendes gekochtes oder gebratenes Fleisch haben, so muß man Sorge tragen, daß die kräftige und nahrhafte Fleischflüssigkeit darin bleibe, und nicht durch langes Kochen herausgezogen werde; man muß daher das Fleisch sogleich mit kochendem Wasser übergießen, damit das gerinnende Eiweiß eine Art Hülle bildet, welche die übrigen

Bestandtheile der Fleischflüssigkeit zurückhält. Ist es hingegen darum zu thun, daß man eine recht gute Fleischbrühe erhalten will, so muß man die Fleischflüssigkeit aus dem fein zerhackten, mit Wasser kurze Zeit gekochten Fleische auspressen.

Das Gerinnen der Fleischbrühe ist eine Folge der darin enthaltenen, aus dem Zellgewebe, den Knochen u. s. w. stammenden Leimsubstanz.

Siebentes Kapitel.

Die thierische Galle.

Sie wird in der Leber aus dem schwarzen (Venen-) Blute abgeschieden und tritt theils sogleich zu dem aus dem Magen kommenden Speisebrei, theils wird sie in der Gallenblase aufgesammelt. Sie ist eine dickliche, grün bis braun gefärbte Flüssigkeit, welche sehr bitter, hintennach aber süßlich schmeckt, eigenthümlich nach Moschus riecht und sehr leicht in Fäulniß übergeht. Ihre Hauptbestandtheile sind Cholsäure (Gallensäure) und Choleïnsäure, beide mit Natron zu Salzen verbunden, außerdem Kochsalz und phosphorsaure Salze, Gallenfett (Cholesterin) welches oft eine krankhafte Erscheinung, die Gallensteine, erzeugt, ferner ein eigenthümlicher Farbstoff, das Gallenbraun (Biliphäin) und Schleim.

Die Galle hat eine seifenartige Beschaffenheit und wird zum Waschen seidener Stoffe angewendet.

Achtes Kapitel.

Der thierische Harn und die festen Excremente.

Der Harn (Urin) wird in den Nieren aus dem rothen (arteriellen) Blute ausgeschieden, in der Harnblase gesammelt und aus dieser entleert.

Der menschliche Urin ist im normalen Zustande eine dünne, mehr oder weniger dunkel gelb gefärbte, salzig schmeckende, eigenthümlich riechende,

leicht faulende Flüssigkeit. Ihm ähnlich ist der Harn der Säugethiere. Bei den niederen Thierklassen ist er mit den festen Excrementen vermischt.

Die wichtigsten Bestandtheile des Harns sind nächst Wasser: Harnstoff, Harnsäure, Hippursäure (Pferdeharnsäure), welche alle drei im festen Zustande dargestellt werden können, ferner Farbstoffe und verschiedene Salze.

Von dem zu den organischen Basen gehörenden Harnstoffe war schon bei diesen die Rede (s. Pflanzenchemie Kap. 7.); von der Harn- und Hippursäure bei den organischen Säuren (s. Pflanzenchemie Kap. 6.).

Läßt man den Harn an der Luft stehen, so fault er und riecht dann stark nach Ammoniak, weil sich kohlensaures Ammoniak in Menge bildet, so daß gefaulter Harn zur Reinigung fetter Wolle und zur Darstellung des Salmiak verwendet werden kann. Daraus erklärt sich auch die kräftige Wirkung der Mistjauche als Düngungsmittel.

Die festen Excremente bestehen aus denjenigen Bestandtheilen der Speisen, welche nicht verdaut werden können, also bei Pflanzenfressern besonders aus Cellulose, Chlorophyll und unlöslichen Salzen, bei Fleischfressern vorwaltend aus unorganischen Stoffen. Ihre düngende Kraft beruht vorzüglich auf ihrem Salzgehalte.

Neuntes Kapitel.

Die Ernährung der Thiere.

Die Thierwelt bietet der Pflanzenwelt einen ihrer unentbehrlichsten Nahrungsstoffe dar, denn die Thiere athmen Kohlensäure aus, welche von den Pflanzen eingeathmet wird. Auch die Stoffe, welche aus dem thierischen Körper während seines Lebens als Urin und feste Excremente ausgeschieden werden, so wie diejenigen, in welche er nach seinem Tode bei der Verwesung zerfällt, dienen den Pflanzen zur Nahrung.

Umgekehrt empfängt die Thierwelt ihre Nahrungsstoffe hauptsächlich aus der Pflanzenwelt, entweder unmittelbar bei den Pflanzenfressern, oder mittelbar bei den Fleischfressern, welche Pflanzenfresser verzehren. So

erhält das eine der organischen Reiche das andere, und aus dem Tode des einen geht stets das Leben des anderen hervor.

Wir betrachten nun den thierischen Ernährungsprozeß genauer, vorzüglich den menschlichen Körper dabei berücksichtigend. In jedem Augenblicke gehen in Folge der ununterbrochenen Lebensthätigkeiten Theile unseres Körpers verloren, und wir müssen deshalb Nahrungsmittel zu uns nehmen, die mittelst des Vorganges, welchen wir Verdauung nennen, so weit sie dazu tauglich sind, in Blut verwandelt werden, welches die Quelle des Ersatzes jener Verluste ist.

Der Verdauungskanal, mit der Mundhöhle beginnend und mit dem After endend, verhält sich seiner Länge nach zu der Körperlänge des Thieres bei Pflanzenfressern = 15 bis 20 : 1; bei Fleischfressern = 4 : 1; bei Menschen und bei solchen Thieren, die gleich den Menschen auf gemischte Nahrung angewiesen sind = 6 : 1. Schon hieraus geht hervor, daß der Mensch nicht ausschließlich auf Pflanzenkost angewiesen ist, wie von manchen Seiten noch heut irrthümlich behauptet wird.

Die Mundhöhle ist mit einer Schleimhaut überzogen, in welcher sich viele Schleimdrüsen befinden. In die Mundhöhle ergießen ferner die Speicheldrüsen den von ihnen ausgesonderten Speichel, eine klare, etwas ins Bläulichweiße spielende, fadenziehende Flüssigkeit von alkalischer Reaction. Die Speichelmenge, welche binnen 24 Stunden abgesondert wird, beträgt gegen ein Pfund und oft bedeutend darüber. Während die festen Nahrungsmittel durch die Zähne zermalmt und zerkleinert werden, tritt der Speichel dazu, weicht den Bissen ein, und wirkt zugleich chemisch, indem er die beginnende Umbildung der stärkemehlhaltigen Nahrungsstoffe in Zucker veranlaßt. Den dabei in der Weise der Diastase des Malzes thätigen Stoff des Speichels hat man Ptyalin oder Speicheldiastase genannt. Mittelst der Zunge wird der Bissen in die Speiseröhre hinabgedrückt, und gelangt aus dieser in den Magen, welcher in der Mitte des oberen Theiles des Bauches, da, wo sich die sogenannte Herz- oder richtiger Magengrube befindet, liegt. Der Magen ist ein aus einer Muskel- und Schleimhaut bestehender Sack. In der Schleimhaut befinden sich viele Drüsen, von denen die einen Schleim, die andern aber den Magensaft absondern, eine klare, stark sauer reagirende Flüssigkeit. Im Magen wird die Umwandlung der Stärke in Zucker fortgesetzt, aber nicht durch den Magensaft, sondern durch den in großer Menge in den Magen hinabgeschluckten Mundspeichel. Ein im Magen befindlicher eigenthümlicher, eiweißartiger Stoff, das Pepsin,

wirkt gleichsam als Ferment auf die Nahrungsstoffe und veranlaßt die Umsetzung ihrer Elemente. Der Magensaft aber wirkt verändernd auf die in den Nahrungsmitteln enthaltenen Eiweißstoffe, welche durch ihn zu einer ungerinnbaren Masse aufgelöset werden. Fette werden im Magen nur geschmolzen, sonst aber nicht verändert. Die Wirkung der Verdauung im Magen wird durch eine Wärme von beinahe 40 ⁰ C. und durch die langsame, von links nach rechts gehende wurmförmige Bewegung desselben wesentlich befördert; doch veranlaßt diese Bewegung keineswegs, wie man früher glaubte, ein Zerreiben der Speisen, sondern nur eine innige Berührung mit den Magenwänden und den von diesen ausgesonderten Stoffen. Im Magen werden die Speisen in eine breiartige Flüssigkeit, den Speisebrei, Chymus, verwandelt, von dem ein Theil schon von den Magenwänden aufgesogen wird, während der Ueberrest in den Darmkanal, und zwar zunächst in den Zwölffingerdarm gelangt. Hier wird dem Speisebrei die in der Leber bereitete Galle beigemischt, so wie der in der Bauchspeicheldrüse bereitete, dem Mundspeichel sehr ähnliche Bauchspeichel. Nunmehr erfolgt die vollständige Umsetzung der stärkemehlhaltigen Substanzen in Zucker, und unter dem Einflusse des von den Darmdrüsen ausgesonderten Darmsaftes wird der Chymus immer mehr verändert und verdünnt, und heißt nun Speisesaft oder Chylus. Dieser wird von den feinen Lymphgefäßen der Darmzotten aufgesogen, während die unlöslichen Stoffe durch den After ausgeworfen werden. Die Lymphgefäße vereinigen sich zu immer größeren Kanälen, diese aber endlich in einen großen Stamm, den Milchbrustgang, welcher seinen Inhalt in das Blut ergießt, mit dem er sich assimilirt (verähnlicht), nach dem Herzen strömt, von diesem den Lungen zugeführt, und durch den dort stattfindenden Oxydationsprozeß in rothes, zur Ernährung des Körpers taugliches Blut verwandelt wird.

Die mittlere Verdauungszeit beträgt:

bei Gerstensuppe:	1 Stunde	30	Min.	bei Hühnerbrühe:	3 St.	—	Min.
Bohnensuppe:	3 „	—	„	Hammelsuppe:	3 „	30	„
Reis:	1 „	—	„	Huhn:	3 „	15	„
Brot:	3 „	15	„	Rostbeaf:	3 „	—	„
Eiern:	2 „	30	„	Hammelbraten:	3 „	15	„
Kartoffeln:	2 „	30	„	Kalbsbraten:	4 „	—	„
				Entenbraten:	4 „	15	„
				Schweinebraten:	5 „	15	„

Man kann bei den Nahrungsstoffen Respirationsmittel oder Hitze bildende Nahrungsstoffe und plastische oder Blut bildende Nahrungsstoffe unterscheiden. Erstere sind vorzüglich die stickstofffreien Nahrungsmittel, als Stärke, Gummi, Zucker, Fett, organische Säuren, Bier, Wein u. s. w.; die eigentlich nährenden d. h. dem Körper neue Masse zuführenden Nahrungsmittel aber sind die stickstoffhaltigen, also Fibrin, Eiweiß u. s. w. Je mehr eine Speise von den letzteren enthält, desto nahrhafter ist sie. Abgesehen von ihrem Wassergehalte sollen in dieser Beziehung liefern:

Rüben:	1	Prozent	Blut bildenden Stoff,	9	Prozent	Hitze bildenden	Stoff.
Möhren:	2	—	— —	10	—	—	—
Kartoffeln:	2	—	— —	25	—	—	—
Fleisch:	21	—	— —	14	—	—	—
Brot:	10	—	— —	64	—	—	—
Erbsen:	29	—	— —	51	—	—	—
Linsen:	33	—	— —	48	—	—	—
Gerstenmehl:	14	—	— —	68	—	—	—
Weizenmehl:	21	—	— —	62	—	—	—
Bohnen:	31	—	— —	51	—	—	—
Sago:	3	—	— —	84	—	—	—
Maismehl	11	—	— —	77	—	—	—
Hafermehl:	12	—	— —	77	—	—	—
Reis:	8	—	— —	82	—	—	—

so daß unter den aufgeführten Nahrungsmitteln die Linsen am nahrhaftesten, die Rüben am wenigsten nahrhaft sein würden, was im Ganzen unzweifelhaft richtig ist, wenn auch für die vorstehenden, einem Zeitungsartikel entnommenen speziellen Angaben keine Garantie geleistet werden kann.

Schluß-Kapitel.

Die chemische Analyse.

Eine wichtige Aufgabe für die Chemiker ist die Erkennung der chemischen Elemente und ihrer Verbindungen, wenn dieselben in Zuständen vorkommen, wo die bloße Anschauung zu solcher Erkennung nicht hinreicht. Dann muß die chemische Analyse oder Zerlegung angewendet werden. Will man nur die Frage beantworten, welche Stoffe man

vor sich habe, so ist die Analyse eine qualitative (die Qualität oder Beschaffenheit der Körper prüfende); soll aber auch bestimmt werden, in welcher Menge jeder Stoff in einer gewissen Gewichtsmenge eines zu untersuchenden Körpers enthalten sei, so ist die Analyse eine quantitative (die Quantität oder Menge der Körper erforschende).

Die leichtere, qualitative Analyse geschieht dadurch, daß man den unbekannten Körper der Einwirkung gewisser Prüfungsmittel (Reagentien) unterwirft, um aus seinem Verhalten gegen dieselben (aus seinen Reactionen) auf sein Wesen zu schließen. Solche Reagentien und Reactionen haben wir auf unserer durchlaufenen Bahn mehrfach kennen gelernt, obschon wir nur beiläufig darauf Rücksicht nehmen konnten. Säuren röthen blaues Lakmuspapier, Alkalien stellen die blaue Farbe wieder her; Jod färbt Stärkemehl blau; Schwefelwasserstoff schlägt viele Metalle aus ihren Lösungen als Schwefelmetalle nieder u. s. w.

Da wir weder Chemiker von Fach sind, noch solche werden wollen, so können wir auf diesen interessanten Gegenstand nicht näher eingehen, und müssen uns begnügen, einen allgemeinen Begriff davon erlangt zu haben.

Die qualitative Analyse erfolgt entweder auf trocknem Wege, besonders mittelst des Löthrohrs, indem man den zu untersuchenden Körper der Einwirkung der Hitze theils für sich allein, theils mit bestimmten Reagentien zugleich aussetzt, und nun sein Verhalten beobachtet. Erhitzt man z. B. Bleiglätte in der inneren Löthrohrflamme, so erhält man metallisches Blei.

Oder die qualitative Analyse geschieht auf nassem Wege, indem man den fraglichen Körper in einer wohlgeordneten Reihenfolge nach einander mit Wasser, Salzsäure, Salpetersäure u. s. w. prüft.

Die quantitative Analyse besteht nicht sowohl darin, daß man die einzelnen Bestandtheile eines zusammengesetzten Körpers isolirt darstellt und wägt, denn dies ist selten möglich; sondern man führt dieselben in andere Verbindungen über, deren prozentische Zusammensetzung genau bekannt ist, und findet nun durch eine einfache Rechnung, wieviel von dem fraglichen Stoffe vorhanden war. Ein Beispiel wird das Gesagte klar machen. Soll bestimmt werden, wieviel Kalk in einer kalkhaltigen Flüssigkeit enthalten sei, so kann man den Kalk mittelst Schwefelsäure in unlöslichen schwefelsauren Kalk (Gyps) verwandeln. Nun ist bekannt, daß (mit Hinweglassung der Brüche) in 100 Theilen schwefelsaurem Kalk

41 Theile Kalk enthalten sind, folglich beträgt der Kalkgehalt der zu prüfenden Flüssigkeit $^{41}/_{100}$ von dem entstandenen Gyps. Hätten sich also z. B. aus derselben 25 Gran Gyps niedergeschlagen, so hätte ihr Kalkgehalt 41 mal den hundertsten Theil von 25 Gran $= {}^{41}/_{100} \times 25 = 10^{1}/_{4}$ Gran betragen. Natürlich ist die Ueberführung eines Stoffes in eine bestimmte Verbindung oft mit vielen Schwierigkeiten verknüpft, und wir überlassen demnach diese Untersuchungen denen, zu deren Berufe sie gehören.

Zugabe.

Die lateinischen Namen einiger der wichtigsten arzneilichen Chemikalien in alphabetischer Ordnung.

Acetum = Essig.
— aromaticum aromatischer E.
— concentratum concentrirter E.
— crudum roher E.
Acidum = Säure.
— aceticum Essigsäure.
— hydrochloratum (muriaticum) Chlorwasserstoff= (Salz=) Säure.
— hydrocyanatum (borussicum) Cyanwasserstoff= (Blau=) Säure.
— nitricum Salpetersäure (Scheidewasser).
— phosphoricum Phosphorsäure.
— pyrolignosum Holzsäure.
— succinicum Bernsteinsäure.
— sulphuricum Schwefelsäure.
— tannicum Gerbsäure.
— tartaricum Weinsteinsäure.
Adeps suillus Schweineschmalz.
Aerugo Grünspan.
Aether (Aeth. sulphuricus) Aether.
— aceticus Essigäther.
Alumen Alaun.
Ammoniacum carbonicum kohlensaures Ammoniak.
— carbonicum pyro-oleosum Hirschhornsalz.
— hydrochloratum Salmiak.
Amygdalae Mandeln.
— amarae bittere M.
— dulces süße M.
Amylum Stärke, Kraftmehl.
Aqua = Wasser.
— Calcariae Kalkwasser.
— communis gemeines Wasser.
— destillata destillirtes Wasser.
Argentum = Silber.
— foliatum Blattsilber.
— nitricum fusum Höllenstein.
Arsenicum album weißer Arsenik.
Asa foetida stinkender Asand.
Aurum = Gold.
— foliatum Blattgold.
Baccae = Beeren.
— Juniperi Wachholderbeeren.
— Rubi Idaei Himbeeren.
— Sambuci Fliederbeeren.
— Spinae cervinae Kreuzdornbeeren.
Balsamum = Balsam.
— Copaivae Copaivbalsam.
— Peruvianum peruvianischer B.
Bismuthum Wismuth.
Boletus igniarius Feuerschwamm.
Calcaria = Kalk (gebrannter).
— hypochlorosa Chlorkalk.
Camphora Kampher.
Cantharides spanische Fliegen.
Capita Papaveris Mohnköpfe.
Carbo vegetabilis Holzkohle.
Caricae Feigen.
Caryophylli Gewürznelken.

Castoreum Bibergeil.
Cera = Wachs.
— alba weißes Wachs.
— flava gelbes Wachs.
Cerasa = Kirschen.
— acida saure Kirschen.
Cerussa Bleiweiß.
Cetaceum Wallrath.
Chinioideum Chinioidin.
Chinium = Chinin.
— hydrochloratum (muriaticum) salzsaures Chinin.
— sulphuricum schwefelsaures Ch.
Cinnabaris Zinnober.
Cinnamomum acutum Zimmt.
Coccionella Koschenille.
Colocynthis Coloquinten.
Colophonium Geigenharz.
Conchae Austerschalen.
Cornu Cervi Hirschhorn.
Cortex = Rinde.
— Chinae fuscus (officinalis) braune Chinarinde.
— Chinae regius Königs-Chinarinde.
— Fructus Aurantii Pomeranzenschale.
— Fructus Citri Citronenschale.
— Merzerei Seidelbastrinde.
— Quercus Eichenrinde.
— Salicis Weidenrinde.
Crocus Safran.
Cubebae Kubebenpfeffer.
Cuprum Kupfer.
— aceticum essigsaures Kupfer (krystallisirter Grünspan).
— sulphuricum Kupfervitriol.
Emplastrum = Pflaster.
Emplastrum adhaesivum Anglicum englisches Heftpflaster.
— Cantharidum (vesicatorium) Spanischfliegenpflaster.
Extractum Extract (Auszug).
— Absinthii Wermuthextract 2c.
Farina = Mehl.
— Hordei Gerstenmehl.
Fel Tauri Ochsengalle.
Ferro-Kalium cyanatum flavum blausaures Eisenkali.
Ferrum = Eisen.
— chloratum Chloreisen.
— hydricum Eisenoxydhydrat (Eisenrost).
— jodatum Jodeisen.
— pulveratum Eisenpulver.
— sulphuricum Eisenvitriol.
Flores = Blumen (Blüthen).
— Arnicae Wohlverleihblumen.
— Aurantii Pomeranzenblüthen.
— Chamomillae Romanae röm. Kamillen.
— — vulgaris gemeine K. u. s. w.
Folia = Blätter.
— Althaeae Eibischblätter.
— Aurantii Pomeranzenblätter u. s. w.
Formicae Ameisen.
Fructus = Früchte.
— Aurantii Pomeranzen.
— Citri Citronen.
Gallae Galläpfel.
Glandes quercus Eicheln.
Herba = Kraut.
— Centaurii minoris Tausendgüldenkraut u. s. w.
Hirudines Blutegel.

Hydrargyrum (Mercurius vivus) Quecksilber.
— chloratum mite Calomel.
— oxydatum rubrum rothes Quecksilberoxyd.
— sulphuratum nigrum schwarzes Schwefelquecksilber.
Ichthyocolla (Colla piscium) Hausenblase.
Indicum Indigo.
Jodum Jod.
Kali = Kali.
— aceticum essigsaures K.
— carbonicum kohlensaures K.
— chloricum salzsaures K.
— hydricum fusum Aetz-K.
— nitricum salpetersaures K.
— sulphuricum schwefelsaures K.
— tartaricum Weinstein.
— jodatum Jod-K.
Kalium sulphuratum Schwefelleber.
Kreosotum Kreosot.
Lichen islandicus isländisch. Moos.
Lignum = Holz.
Linimentum = Liniment.
Liquor = Flüssigkeit.
— Ammoniaci caustici Salmiakgeist.
— Chlori (Aqua oxymuriatica) Chlorwasser u. s. w.
Lithargyrum Bleiglätte.
Macis Muskatblüthe.
Magnesia hydrico-carbonica kohlensaure Magnesia.
— sulphurica Bittersalz.
— usta weiße Magnesia.
Manganum oxydatum nativum Braunstein.
Manna Manna.
Mastiche Mastix.
Mel = Honig.
— rosatum Rosenhonig.
Minium Mennige.
Mixtura = Mischung.
Mucilago Schleim.
Natrium chloratum Chlor-Natrium (Kochsalz).
Natro-Kali tartaricum Seignettesalz.
Natrum aceticum essigsaures Natron.
Natrum carbonicum acidulum doppelt kohlensaures Natron.
— carbonicum kohlens. N. (Soda).
— nitricum salpeters. N. (Chilisalpeter).
— phoshphoricum phosphors. N.
— sulphuricum Glaubersalz.
Nuces = Nüsse.
— moschatae Muskatnüsse.
— vomicae Brechnüsse (Krähenaugen).
Oleum = Oel.
— Absinthii Wermuthöl.
— Amygdalarum Mandelöl.
— animale foetidum Hirschhornöl.
— Lini Leinöl.
— Olivarum Baumöl (Olivenöl) u. s. w.
Olibanum Weihrauch.
Opium Mohnsaft.
Os sepiae weißes Fischbein (vom Tintenfisch).
Petroleum Steinöl.
Phosphorus Phosphor.
Placenta Seminis Lini Leinkuchen.
Plumbum = Blei.

Plumbum aceticum Bleizucker.
Poma Aepfel.
Pulpa Mark.
Pulvis Pulver.
Radix = Wurzel.
— Iridis Florentinae Veilchenwurzel u. s. w.
Resina = Harz.
Rotulae Menthae piperitis Pfeffermünzküchel.
Saccharum Zucker.
— Lactis Milchzucker.
Sapo Seife.
Sebum ovillum Hammeltalg.
Secale cornutum Mutterkorn.
Semen = Samen.
Species = Bestandtheile.
Spiritus = Spiritus.
— camphoratus Kampherspiritus.
— Formicarum Ameisensp.
— saponatus Seifensp.
— Vini Weingeist.
— — alcoholisatus alkoholisirter Weingeist.
— — rectificatus rectificirter W.
— — rectificatissimus wasserleerer Weingeist.
Spongiae Schwämme.
— ceratae Hirschbrunstschwämme.
— marinae Badeschwämme.
Stibium Spießglanz.
Stibium oxydatum Spießglanzoxyd.
— sulphuratum aurantiacum Goldschwefel.
Stipites = Stengel.
Strobili Lupuli Hopfen.
Strychnium nitricum salpetersaures Strychnin.
Succinum Bernstein.
Succus Saft.
— Glycyrrhizae Lakritzensaft.
Sulphur Schwefel.
— praecipitatum präcipitirter S.
— sublimatum Schwefelblume.
Syrupus Syrup.
Tartarus Weinstein.
— depuratus pulveratus Cremor Tartari.
Terebinthina Terpentin.
— communis gemeiner T.
— laricina venetianischer T.
Tinctura = gefärbte Flüssigkeit.
Unguentum Salbe.
Vanilla Vanille.
Vinum Wein.
— Madeirense Madeira.
— stibiatum Brechwein.
Viscum album Mistel.
Zincum Zink.
— oxydatum Zinkoxyd.
— sulphuricum Zinkvitriol (Galitzenstein).

Fragen zur Wiederholung.

1. Welches ist der zweite Haupttheil der Chemie?
2. In welche beiden Abschnitte zerfällt derselbe?
3. Welcher Hauptunterschied findet zwischen organischen und unorganischen chemischen Verbindungen statt?
4. Aus welchen vier Elementen bestehen der Hauptsache nach alle organischen Verbindungen?
5. Wie viele dieser Elemente finden wir vereint?
6. Welche anderen Elemente kommen in den organischen Verbindungen häufig vor?
7. Welche geheimnißvolle Kraft ist bei der Bildung organischer Verbindungen thätig?
8. Welcher Stoff bildet die Hauptmasse des Pflanzenkörpers?
9. Welches sind die Kohlenstoff-Hydrate?
10. Welches von den vier Organogenen ist in ihnen nicht enthalten?
11. Welches ist die Grundform aller Pflanzengebilde?
12. Wie heißt der Stoff, aus welchem die Zellenwände der Pflanzen bestehen?
13. Was ist vegetabilisches Elfenbein?
14. Wozu benutzen wir den Zellstoff der Pflanzen?
15. Wie unterscheidet man die Fasern der Leinewand, Baumwolle, Wolle und Seide?
16. Welche Verwandlung erleidet die Pflanzenfaser durch verdünnte Schwefelsäure?
17. Wie gewinnt man die Stärke?
18. Wie verhält sich das Stärkemehl gegen Wasser?
19. Welche Veränderung erleidet die Stärke durch Röstung?
20. Welche aber durch verdünnte Schwefelsäure?

21. Wie heißt der im Malze enthaltene Stoff, welcher Stärkemehl in Zucker zu verwandeln vermag?
22. Was bewirkt der Speichel mit stärkemehlhaltigen Nahrungsstoffen?
23. Warum schmecken erfrorne Kartoffeln süß?
24. Welches ist das Lösungsmittel für Gummi?
25. Welches sind die wichtigsten Arten des Zuckers?
26. Wie bereitet man gebrannten Zucker und wozu dient er?
27. Wie wird der Rohr= und Rübenzucker dargestellt und raffinirt?
28. Wie entsteht der Candiszucker?
29. Welches sind die eiweißartigen Pflanzenstoffe?
30. Aus welchen Elementen bestehen sie?
31. Wie gewinnt man sie?
32. Welche Bedeutung haben sie in den Nahrungsstoffen?
33. Wodurch unterscheiden sich flüchtige und nicht flüchtige Fettstoffe?
34. Wie sind die Fette zusammengesetzt?
35. Wie heißt die Base aller nicht flüchtigen Fettstoffe?
36. Wie entsteht die Seife?
37. Worauf beruht die reinigende Kraft derselben?
38. Wie bereitet man Seifenspiritus?
39. Wie Opodeldoc?
40. Wie die Linimente?
41. Wie die Stearinkerzen?
42. Was sind trocknende, was nicht trocknende Oele?
43. Welche Eigenschaften hat das Wachs?
44. Wie gewinnt man die flüchtigen Oele?
45. Was sind flüchtige Brandöle?
46. Was versteht man unter dem Verharzen der flüchtigen Oele?
47. Wozu benutzt man die flüchtigen Oele?
48. Was sind Camphore?
49. Was ist Steinöl?
50. Welches ist das Hauptlösungsmittel für die Harze?
51. Was sind Harze?
52. Wozu dienen die Harze?
53. Was sind Terpentine und Balsame? Gummiharze?
54. Welches sind die beiden wichtigsten Kautschouke?
55. Was ist vulkanisirtes Kautschouk?
56. Worin löset sich Kautschouk?
57. Aus wievielen Elementen bestehen die organischen Säuren?

58. Welches sind die wichtigsten organischen Säuren?
59. Wie wird der Essig fabrizirt?
60. Was heißt Gerben?
61. Was ist Leder?
62. Welches sind die wichtigsten Gerbstoffe?
63. Was wendet der Lohgerber an, was der Weißgerber, was der Sämischgerber?
64. Was versteht man unter organischen Basen oder Alkaloiden?
65. Wo finden sie ihre Hauptanwendung?
66. Welches sind die bekanntesten Alkaloide?
67. Was sind Bitter- oder Extractivstoffe?
68. Wie heißen die wichtigsten derselben?
69. Wozu dienen sie?
70. Was sind Farbstoffe oder Pigmente?
71. Was sind Beizen?
72. Wie wird der Kattun gedruckt?
73. Womit färbt man blau, roth, gelb, grün, schwarz, grau u. s. w.?
74. Wie heißt der Farbestoff, welcher die Pflanzenblätter grün färbt?
75. Ist er gleichmäßig in denselben vertheilt?
76. Worein verwandelt er sich bei dem Welken der Blätter?
77. Was ist trockne Destillation?
78. Welches sind die Hauptprodukte der trocknen Destillation der Steinkohlen, des Holzes, der Knochen?
79. Was ist Gährung?
80. Was sind Fermente?
81. Aus welchem Stoffe werden alle unsere geistigen Getränke mittelst der Gährung dargestellt?
82. Wie bereitet man Meth? Wein? Bier? Alkohol? Branntwein?
83. Wie unterscheiden sich gewöhnliches Bier und Lagerbier, und worauf beruht dieser Unterschied?
84. Wie wird der Rothwein dargestellt? der Champagner? der Franzbranntwein?
85. Welche Eigenschaften hat das Kartoffelfuselöl und wozu nützt es?
86. Wie wird der Aether bereitet?
87. Wie entstehen die Säureäther?
88. Wie gewinnt man das Chloroform und wozu dient es?
89. Welche Vorgänge finden bei der Bereitung der Backwaaren statt?
90. Warum ist Schwarzbrot nahrhafter, als Weißbrot?

91. Woher rührt die glänzende Oberfläche des Brotes?
92. In welche Stoffe zerfällt ein Körper bei der Verwesung?
93. Was ist Humus?
94. Welche wichtigen Eigenschaften hat er?
95. Welches sind die Nahrungsstoffe der Pflanzen?
96. Woher nehmen sie dieselben?
97. Was versteht man unter dem Kreislauf der Elemente?
98. Worauf beruht die Kraft des Düngers?
99. Was nützt der Fruchtwechsel?
100. Woraus besteht die Pflanzenasche?
101. Welches von den vier Organogenen ist in der Thierwelt weit mehr verbreitet, als in der Pflanzenwelt?
102. Woraus bestehen die Eierschalen?
103. Welche Eigenschaften hat das Eiweiß?
104. Woraus besteht das Dotter?
105. Welches sind die wichtigsten thierischen Gewebe?
106. Wie gewinnt man den Leim und welche Eigenschaften hat er?
107. Wodurch wird die Hornsubstanz bildsam?
108. Welches sind die Bestandtheile der Milch?
109. Wie bereitet man süße Milch? Butter? Quarg?
110. Was sind süße Molken?
111. Was kann man aus ihnen darstellen?
112. Was ist Buttermilch? Schlippermilch?
113. Wie bereiten die Tataren den Kumyß?
114. Woraus besteht das Blut?
115. Woraus insbesondere die Blutkügelchen?
116. Welches sind die Bestandtheile des Fleisches?
117. Wie ist die Galle zusammengesetzt?
118. Welche Stoffe enthält der Harn?
119. Woraus bestehen die festen Excremente?
120. Wie erfolgt die Umwandlung der Speisen in Blut?

Alphabetisches Register.

Messere

Messere

Messerer

Postel, Emil

Laien-Chemie oder leichtfassliche, an einfache Versuche geknüpfte Darstellung der Hauptlehren der Chemie für Gebildete aller Stände, insbesondere für Lehrer, Oeconomen und Gewerbtreibende

Langensalza 1857